

H. KARIK K. PRINKMAN
V. RATASSEPP

KEEMIA



VII
KLASSILE

H. KARIK, K. PRINKMAN, V. RATASSEPP

KEEMIA

VII klassile

3. väljaanne

KIRJASTUS «VALGUS»

TALLINN 1966

Kaanekejundus G. P a n t

Kinnitatud
Eesti NSV Haridusministeeriumi poolt

2

Tartu Riikliku Ülikooli
Raamatukogu
63469

ARHIIVKOGU

SISSEJUHATUS.

Vaadeldes enda ümber näeme, kui mitmekesine on maailm. Pidevalt kulgeb elusa looduse uuenemine, arenemine. Muutumatu pole ka elutu loodus. Aja jooksul lagunevad ja muutuvad ilmas- tikutingimuste toimel ka kõige kõrgemad ja kõvemad kaljud, puru- nevad kivimid, kuivavad veekogud.

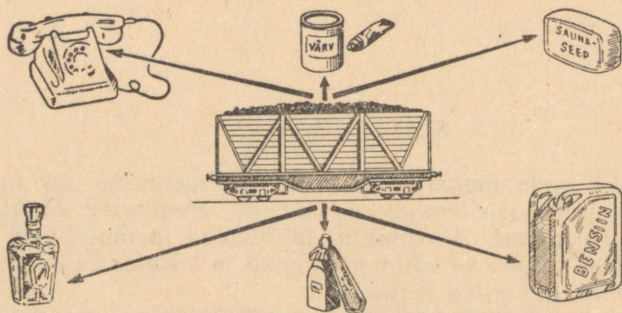
Tekib küsimus: millest koosneb meid ümbritsev maailm? Miks toimuvad pidevad muutused nii elusas kui ka elutus looduses? Kas ei saaks alistada loodusnähtusi ja -jõude inimese taatele, panna neid tööle inimeste kasuks?

Vastuse neile küsimustele annab järjest arenev teadus. Tea- duse abil saavad mõistetavaks ka kõige keerulisematena näivad loodusnähtused ning kaovad väärkujutlused ja usundilised eel- arvamused.

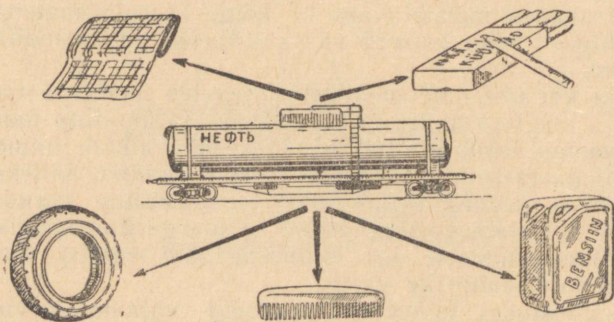
Keemia kui üks loodusteadustest tegeleb loodusnähtuste uuri- misega. Ta selgitab, millest koosneb elus ja ka elutu loodus ning miks toimuvad looduses muutused. Keemia annab inimese kätte relva, millega ta sunnib loodusjõude end teenima. Selleks relvaks on kaasaegne keemiatööstus oma loendamatute harudega. Nii toodetakse keemiatööstuses äädikat ja margariini, söögisoodat ja seepi, põllumajandusele aga mitmesuguseid väetisi ning tõrje- vahendeid taimekahjurite vastu.

Keemiatööstuses toodetud ravimeid vajame tervise kait- seks. Mainigem veel metallide ja nende sulamite tootmist trakto- rite, laevade, kosmoserakettide valmistamiseks ning masinate töötamiseks vajalike kütteinete valmistamist. Alles hiljuti kasu- tati sütt, naftat ja ka meie vabariigi loodusvara — põlevkivi — ainult kütteks. Nüüd on nad tooraineks paljudele materjalidele ja esemetele. Põlevkivist toodetakse majapidamisgaasi, bensiini, foto- kemikaale ja mitmesuguseid teisi tooteid. Söest ja naftast valmis- tatakse keemiatööstuses sünteetilist villa, mis on omadustelt parem ja odavam kui lambavill. Samuti valmistatakse ka mitte- kortisuvat riiet. Peale villa, kunstnaha, kunstiidi ja muu riietuseks vajatava materjali toodab keemiatööstus kummit. Selleks kasu- tatakse odavat looduslikku või nafta töötlemise gaasi, aga samuti ka puitu (saepuru ja laaste). Liivast, savist ja paekivist valmista- takse ehitusmaterjale — telliseid, tsementi, silikaltsiiti ja palju muud.

Täiesti asendamatuks on meie igapäevases elus muutunud plastmasstooded. Need odavad ja vastupidavad esemed on võitnud kõikide poolehoiu.



Joonis 1. Kivisöest võib valmistada bensiini, lõhnaõlisisid, ravimeid, seepi jm.



Joonis 2. Nafta ei ole ainult bensiini ja petrooleumi tooraine. Temast valmistatakse ka plastmasse, kiudaineid, kummit jne.

Keemiatööstus rahuldab oma toodetega tööstuse, põllumajanduse, riigikaitse ja igapäevase elu vajadusi. Ilma keemiata ja keemiatööstuseta ei ole võimalik arendada meie rahvamajandust. Seepärast osutataksegi NLKP XXII kongressil vastuvõetud programmis keemiatööstuse arendamisele suurt tähelepanu. Kui 1959.—1965. a. ehitati Nõukogude Liidus 140 uut keemiatehast ja keemiasaaduste tootmise üldmaht suurenes 3-kordseks, siis 20 aasta jooksul suureneb keemiatööstuse toodang ligikaudu 17-kordseks. Meie vabariigi keemiatööstuse toodang suureneb samal ajal 40-kordseks.

I p e a t ü k k .

AINED JA NENDE MUUNDUMISED.

§ 1. Ained ja nende omadused.

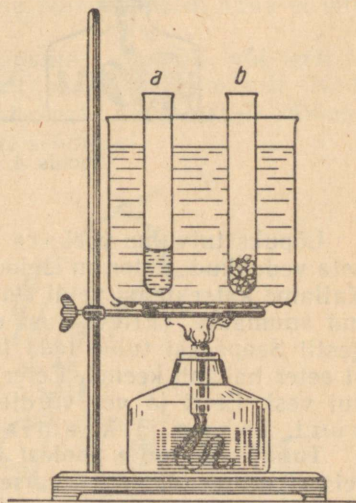
Meid ümbritsev maailm koosneb mitmesugustest keh a d e s t . Me kasutame iga päev vihikut, tooli, taldrikut, lusikat. Need kehad koosnevad kõik erinevatest ainetest. Vihik on paberist, tool puidust, taldrik portselanist ja lusikas alumiiniumist. Paber, puit, portselan ja alumiinium on a i n e d .

Kõik kehad koosnevad ainest.

Ained erinevad üksteisest iseloomulike tunnuste poolest. Vaatleme näiteks meile tuntud metalle vaske, alumiiniumi ja elavhõbedat. Kuigi nad kõik on metallid, erinevad nad üksteisest. Vask on värvuselt punane, alumiinium ja elavhõbe aga hõbehallid. Elavhõbeda erikaal on kõige suurem, alumiiniumil kõige väiksem. Tavalistes tingimustes on elavhõbe ainuke vedel metall, vask ja alumiinium on aga tahked metallid. Nendel ainetel esinevad iseloomulike tunnustena värvus, erikaal ja olek (vedel, tahke).

Võrdleme omavahel keedusoola, suhkrut, vasksulfaati (vaskvitrioli) ja kriiti. Nad on kõik tahkes olekus. Värvuselt on keedusool, kriit ja suhkur valged, vasksulfaat aga sinine. Keedusool, suhkur ja vasksulfaat lahustuvad vees, kriit ei lahustu. Samuti on need ained erineva maitsega. Keedusool on soolane, suhkur magus jne. Võrdlemisel kasutasime tunnustena olekut, värvust, vees lahustuvust ja maitset.

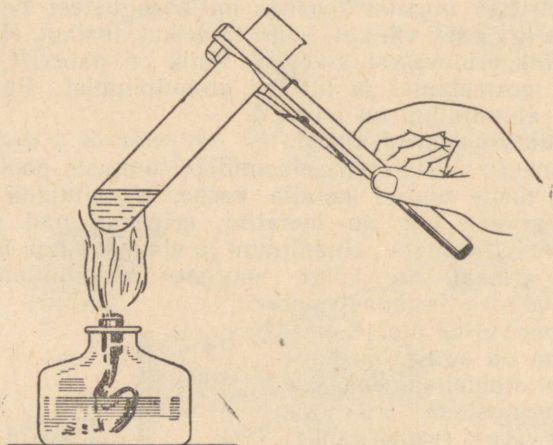
Järgnevalt tutvume naftaleeni (naftaliini), parafiini ja väävliga. Need on tahked, erineva värvuse ja lõhnaga ained. Võtame ühte katseklaasi parafiinitükikesi, teise



Joonis 3. Parafiini ja väävli sulamistemperatuuride erinevus. Katseklaasis *a* — parafiin, katseklaasis *b* — väävel.

väävli- ja parafiiniklaasid kuuma veega täidetud nõusse (joonis 3). Parafiin hakkab sulama, väävel jääb muutumatuks. Kui aga viime katseklaasi, milles on väävel (katseklaas tuleb eelnevalt kuivatada), põleti leeki, siis näeme, et väävel hakkab sulama (joonis 4). Katsest veendume, et parafiin sulab madalamal temperatuuril kui väävel. Võrdleme väävli ja parafiini kõvadust. Selleks püüame küünega kriimustada väävli- ja parafiiniklaasi pinda. Katsest näeme, et parafiin on pehmem kui väävel.

Naftaliini, parafiini ja väävli iseloomustasime lõhna, värvuse, sulamistemperatuuri ja kõvaduse abil.



Joonis 4. Väävli sulatamine.

Lõpuks tutvume veel vee ja eetriga*. Nad mõlemad on värvusetu vedelikud. Eeter on iseloomuliku lõhnaga, vesi aga on lõhnatu. Kallame katseklaasi veidi eetrit ja asetame ta kuuma veega täidetud anumasse. (Ettevaatust eetriga töötamisel, sest ta süttib kergesti! Seepärast tuleb teda lahtisest tulest eemal hoida.) Näeme, et eeter hakkab keema. Eeter keeb palju madalamal temperatuuril kui vesi. Eetri ja vee võrdlemisel kasutasime tunnustena värvust, lõhna ja keemistemperatuuri.

Tunnuseid, mille poolest ained üksteisega sarnanevad või üksteisest erinevad, nimetatakse aine omadusteks.

Ainete eristamiseks on vaja tunda nende omadusi. Eespool toodud näidete ja katsete põhjal tutvusime ainete füüsikaliste omadus-

* Eetri asemel võib kasutada ka bensiini.

tega. Aine füüsikalisteks omadusteks on värvus, erikaal, olek, lahustuvus, maitse, lõhn, sulamistemperatuur, kõvadus jne.

Kordamisküsimusi.

1. Mille poolest erinevad ained üksteisest? Võrrelge omavahel rauda ja alumiiniumi.
2. Nimetage ainete omadusi.
3. Võrrelge järgmiste ainete omadusi: a) sool ja kriit, b) bensiin ja vesi, c) vesi ja õli, d) alumiinium ja tina, e) elavhõbe ja kuld.
4. Tuletage meelde füüsikast, kuidas määratakse aine erikaalu.
5. Milliseid aineid toodab keemiatööstus?

§ 2. Aine molekulaarne ehitus.

1. Aine ehitus. Aineid on võimalik mitmel viisil peenestada. Nii näiteks võime suhkrutüki purustada väiksemateks tükikesteks. Suhkrutüki hõõrumisel uhmris saame suhkrutolmu (joonis 5), kuid iga üksik tolmuosake on ikkagi veel suhkru omadustega. Suhkrutolmu on aga võimalik muuta veelgi väiksemateks osakesteks. Selleks lahustame suhkrut vees. Sel viisil saadud suhkruosakesed on nii väikesed, et neid pole võimalik näha ei silmaga ega ka hariliku mikroskoobiga.

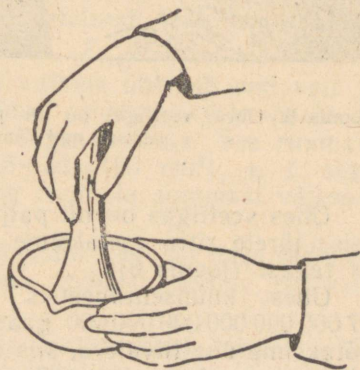
Kui mõningaid aineid, näiteks bensiini, lõhnaõli või eetrit, hoida lahtises nõus, kaovad nad sealt peagi märkamatuult. Nad muutuvad auruks, mis koosneb samade ainete nähtamatult väikestest osakestest. Ka vesi aurub pikemal seismisel.

Katsed tõestavad, et kõik ained koosnevad väikestest nähtamatutest osakestest. Neid osakesi nimetatakse molekulideks.

Molekul on aine väikseim osake, millel säilivad selle aine omadused.

Ühe ja sama aine molekulid on kõik ühesugused ja erinevad teise aine molekulidest omaduste (kaalu, suuruse, ehituse jne.) poolest. Niipea kui lagunevad aine kõige väiksemad osakesed — molekulid, lakkab olema ka see aine ise.

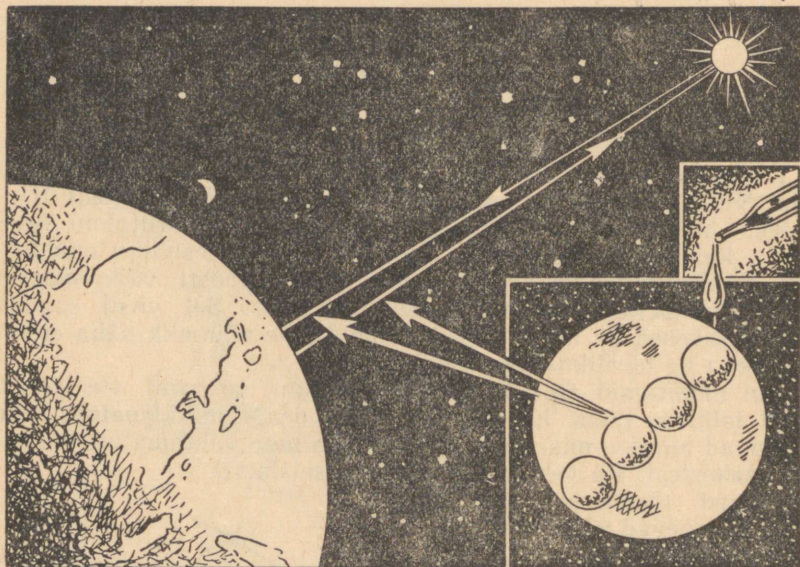
Õpetust, mille järgi aine



Joonis 5. Suhkru peenestamine uhmris.

koosneb molekulidest, nimetatakse molekulaarteooriaks*. Molekulaarteooria on kaasaja keemia ja füüsika põhialus. Ta annab õige seletuse looduses toimuvatele nähtustele.

2. Molekulide suurus. Käesoleval ajal osatakse määrata molekulide mõõtmeid. Muidugi ei ole võimalik nende otsene mõõtmine, kuid teadus on molekulide suuruse määramiseks leidnud palju kaudseid meetodeid. Nii näiteks vee molekuli läbimõõt on 0,000 000 028 cm ja hapniku molekuli läbimõõt on 0,000 000 032 cm. Nende arvude sisu on raske ette kujutada, sest me oleme harjunud teistsuguste, palju suuremate mõõtmetega. Et saada piltlikku kujutlust molekuli suurusest, kasutame mõningaid võrdlusi.

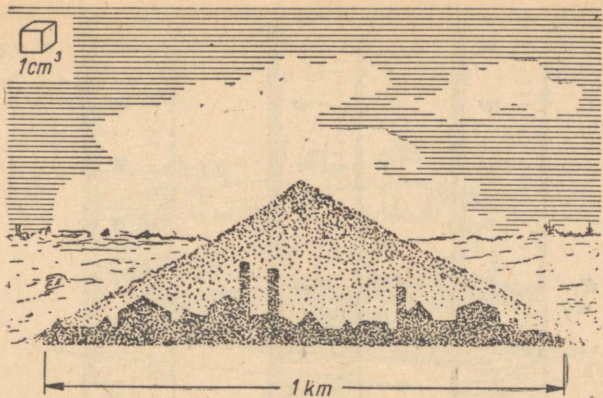


Joonis 6. Uhes veetilgas on nii palju vee molekule, et ritta asetatult ulatuksid nad Maalt Päikesele ja tagasi.

Uhes veetilgas on nii palju vee molekule, et kui me need üksteise järele ritta asetaksime, siis ulatuksid nad Maalt Päikeseni ja tagasi (joonis 6).

Uhes kuupsentimeetris õhus on tavalistes tingimustes 27 000 000 000 000 000 000 gaasi molekuli; kui iga molekuli asemel võtaksime ühe liivatera, siis saaksime liivamäe, mis matakaks enda alla suure tehase (joon. 7).

* Teooria — teaduslik õpetus.



Joonis 7. Liivamäes on niisama palju liivateri kui ühes kuupsentimeetris õhus molekule.

Oletame, et meil oleks võimalik teeklaasitäies vees erilise värviga ära märkida kõik vee molekulid. Siis valame selle vee merre ja segame merevett nii, et meie veeklaasis sisalduvad molekulid jaguneksid ühtlaselt kogu maakeral olevate merede ja ookeanide vees. Kui nüüd mingist merest võtta üks klaasitäis vett, siis leiame selles umbes tuhat meie poolt märgitud molekuli.

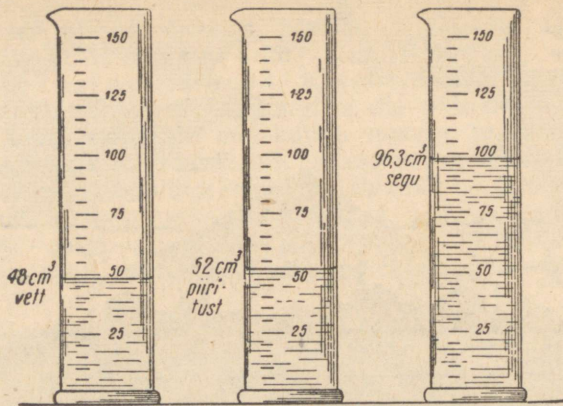
Kui tahaksime ära lugeda ühes kuupsentimeetris vees sisalduvad molekulid ja oleksime nii osavad, et suudaksime sekundis lugeda miljon molekuli, siis tuleks meil katkestamatult lugeda miljard aastat. Nagu selgub, on molekulid väga väikesed aineosakesed.

3. Molekulidevaheline ruum. Paljud katsed veenavad meid, et molekulid on aines üksteisest teatud kaugusel. Toome mõned näited.

Katse 1. Võtame kaks mensuuri ja valame ühte 48 cm^3 vett ja teise 52 cm^3 piiritust. Valame piirituse veele peale ja segame. Määrame saadud segu ruumala. See ruumala on $96,3 \text{ cm}^3$ (aga mitte $48+52=100 \text{ cm}^3$), s. t. segu ruumala on vee ja piirituse ruumala summast väiksem (joonis 8).

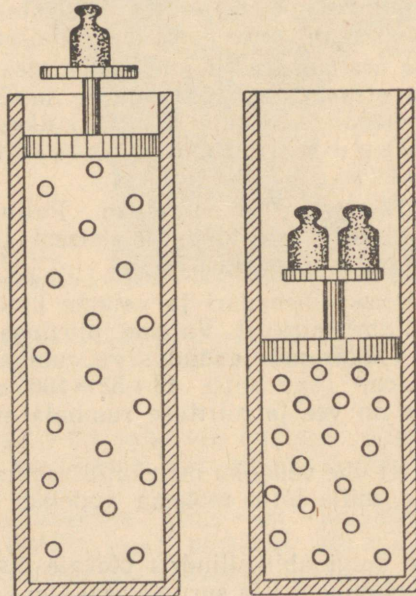
Katse tõestab, et ühe vedeliku molekulid asetuvad teise vedeliku molekulide vahele, mille tõttu mõlema vedeliku üldine ruumala vähenes.

Katse 2. Rõhume kolvi abil silindris olevale õhule (katset võib teha õhupumbaga) ja surume seal õhu kokku. Kui õhk on kokkusurutav, siis näitab see, et molekulide vahel on vahemik — vaheruum. Õhku kokku surudes vähendame



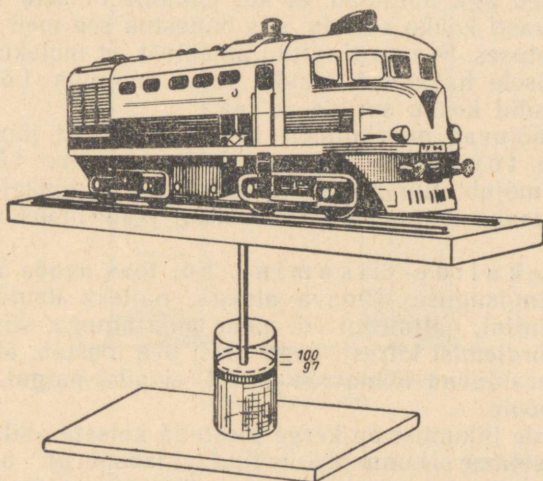
Joonis 8. Ruumala vähenemine vee ja piirituse segamisel.

sesta vahemikku ja molekulid lähenevad üksteisele. Piltlikult seletab nähtust joonis 9.



Joonis 9. Ohu ruumala vähenemine kokkusurumisel.

Ka vedelikke ja tahkeid aineid on võimalik kokku suruda, kuigi väga vähesel määral (joonis 10). Järelikult on tahkete, vedelate ja gaasiliste ainete molekulide vahel vaba ruum.



Joonis 10. Vee ruumala kokkusurumiseks 3% võrra (100 cm^3 algruumalast saame 97 cm^3) on vaja väga suurt jõudu.

4 Molekulide vastastikune külgetõmbumine. Et ained koosnevad molekulidest, mis asuvad üksteisest teatud kaugusel, siis tekib küsimus: mis sunnib neid molekule koos olema? Nii näiteks ei lagune tahke aine iseenesest, vaid tuleb kasutada teatavat jõudu, et ühte aineosakest teisest eraldada. See näitab, et molekulide vahel valitseb vastastikune tõmbejõud.

Katse 1. Lükkame parafineeritud klaasplaadil kaks teineteisele väga lähedal olevat veetilka kokku. Nad ühinevad kokkupuutumisel üheks tilgaks.

Katse 2. Võtame kaks klaasplaati. Ühele plaadile paneme paar tilka vett ja asetame siis peale teise klaasplaadi. Kui me nad tihedalt teineteise vastu surume, siis jäävadki nad kokku ja meil tuleb nende lahtitõmbamiseks suurt jõudu kasutada.

Tõmbejõud avaldub ainult siis, kui molekulid asuvad üksteisele väga lähedal. Iga molekul tõmbab naabruses olevaid molekule enda poole ja need omakorda ka teda. Et traati katki tõmmata, klaasi purustada või puust keppi pooleks murda, tuleb molekulid üksteisest eraldada, s. t. ületada nende vastastikune tõmbejõud.

5. Molekulide tõukejõud. Eelmiste näidete puhul tegime kindlaks, et molekulide vahel valitseb vastastikune tõmbejõud ja et molekulid on üksteisest teatud kaugusel. Mispärast siis molekulid ei lähene üksteisele niiviisi, et seda vaba ruumi ei jääks? Katsed aga näitavad, et kui püüame tahkeid või vedelaid aineid tugevasti kokku suruda, siis õnnestub see meil ainult väga väikeses ulatuses. See on tingitud asjaolust, et molekulide lähene-misel üksteisele hakkavad nende vahel mõjuma tõukejõud. Molekule endid kokku suruda ei saa.

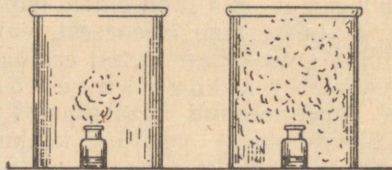
Niisiis mõjuvad molekulidele kaks vastupidist jõudu: molekulaarne tõmbejõud ja molekulaarne tõukejõud. Tõmbejõud mõjub suurematele kaugustele kui tõukejõud. Nende kahe jõu tasakaalustumise tulemusena jääb molekulide vahele vaba ruum.

6. Molekulide liikumine. Kui toas avada nõu, mis on täidetud mingisuguse lõhnava ainega, näiteks lõhnaõli, petrooleumi, tärpentini, naftaleeni või mõne muu ainega, siis levib selle aine lõhn võrdlemisi kiiresti kogu toas. See tõestab, et aine molekulid, mis eralduvad lõhnast ainst, ei püsi paigal, vaid liiguvad igale poole.

Molekulide liikumist on kerge tõestada katsete abil.

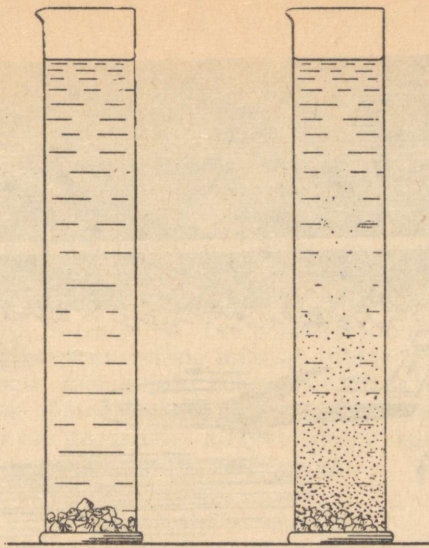
Katse 1. Asetame kummulikeeratud klaaspurgi alla lahtise pudeli broomiga (broom on tumepruuni värvusega vedelik). Kohe näeme, et pudelist tõuseb punakaspruuni värvusega pilveke (joonis 11), mis täidab kogu klaaspurgi all oleva ruumi. Järelikult tungivad broomi molekulid ümbritsevasse õhku.

Ettevaatust! Broomi aurud on väga mürgised.



Joonis 11. Broomi auru levimine.

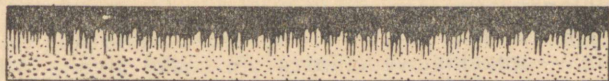
Katse 2. Paneme klaasilindrisse mõned vasksulfaadi kristallid. Seejärel valame silindrisse ettevaatlikult kuni ääreni vett. Kui vee rahulikult seisma jätame, märkame varsti, kuidas kristallide kohale tekib sinise värvusega vedelikukiht. Aegamööda tõuseb sinine värvus järjest kõrgemale ja mõne päeva pärast muutub kogu vedelik ühtlaselt värvunuks (joonis 12).



Joonis 12. Vasksulfaadi molekulide difundeerumine vees.

Järelikult vasksulfaadi molekulid tungivad vee molekulide vahelisse ruumi ja vastupidi — vee molekulid tungivad vasksulfaadi molekulide vahele.

Ka tahkete ainete molekulid liiguvad. Kui hoolikalt poleeritud vaskplaadile asetati pliiplaat ja mõlemad plaadid pressi all kokku suruti, siis mõne kuu pärast olid plaadid tugevasti ühte liitunud. Plaatide ristlõikest (joon. 13) selgus, et piirjoon vase ja plii vahel oli kadunud. Pliiosakesed olid tunginud vaskplaati ja vaseosakesed pliiplaati.



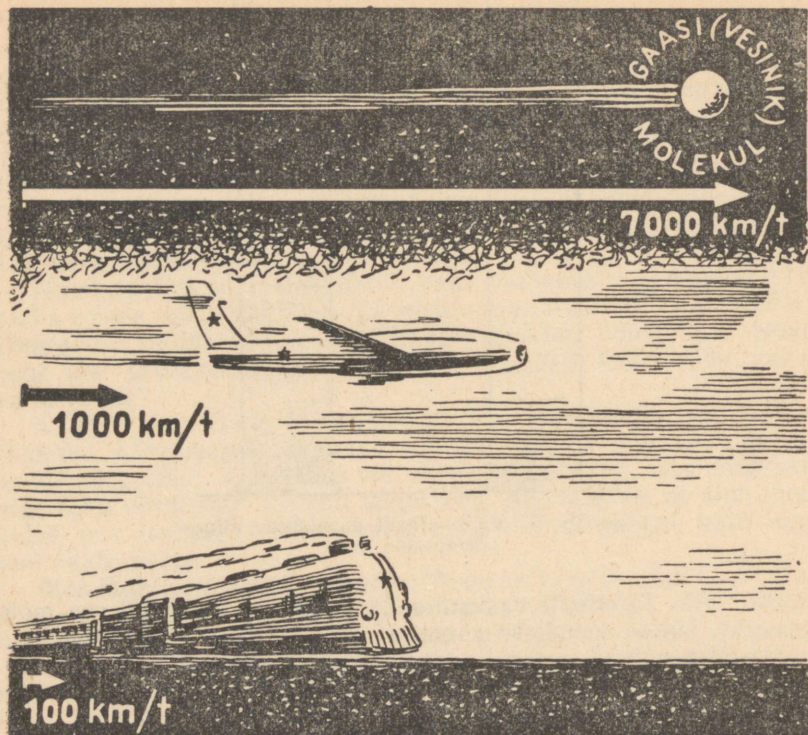
Joonis 13. Katse vask- ja pliiplaadiga.

Kõik need katsed tõestavad, et nii gaasiliste, vedelate kui ka tahkete ainete molekulid liiguvad.

Liikumine on molekulide põhiomadus.

Ühe aine levimist teise aine keskkonda molekulide liikumise tagajärjel nimetatakse difusiooniks. Tooge veel näiteid difusiooninähtete kohta.

Kõige kiiremini liiguvad gaasiliste ainete molekulid (joonis 14). Vedeliku molekulid liiguvad palju aeglasemalt. Tempera-



Joonis 14. Gaasi (vesiniku) molekul liigub 7 korda kiiremini reaktiivlennukist ja 70 korda kiiremini kiirrongist.

tuuri tõusuga kõikide ainete molekulide liikumine kiireneb, temperatuuri alanemisega aga aeglustub.

7. Aine kolm olekut. Me teame, et aine võib esineda kolmes olekus — gaasina, vedelikuna või tahke aigena. Nii näiteks vett leidub looduses ka veeauru, lume või jää näol. Molekulaarteooria võimaldab seletada, miks üks ja seesama aine võib esineda erinevates olekutes.

Tahkel kehal on kindel ruumala ja kuju, sest molekulidevaheline tõmbejõud on nii suur, et see ei võimalda molekulidel üksteisest lahku minna. Kuidas siis liiguvad tahke aine molekulid? Nad on võnkliikumises, liikudes tasakaaluasendist kord ühele, kord teisele poole.

Temperatuuri tõusuga molekuli võnkeamplituud suureneb. Teatud kindla temperatuuri saabumisel suureneb võnkeamplituud nii võrd, et molekulid lahkuvad oma kohalt. Molekulide kindel asend kaob ja aine muutub vedelaks. Seda nimetatakse sulamiseks.

Tõmbejõud aga jääb siiski nii suureks, et molekulid kokku hoiduvad. Selle tulemusena saame vedeliku, kus molekulid on alalises korrapärasus liikumises.

Nagu tahkes aines, nii ka vedelikus liigub enamik molekule ühesuguse kiirusega, osa neist aga liigub suurema kiirusega. Need kiiremini liikuvad molekulid ületavad molekulaarse tõmbejõu ja lahkuvad seetõttu vedeliku üldisest massist. Seda nähtust nimetatakse a u r u m i s e k s. Tahkete kehade aurumist märkame naftaleeni, kampri ja teiste ainete puhul, vedelikest on seda kerge täheldada bensiinil, piiritusel jt. Temperatuuri tõusmisega kiireneb molekulide liikumine ja aurumine muutub intensiivsemaks.

Gaasiliste ainete molekulide liikumise kiirus on nii suur, et molekulidevaheline tõmbejõud ei suuda neid üksteise läheduses hoida. Seetõttu ei ole gaasilistel ainetel kindlat kuju ja nad täidavad ühtlaselt kogu ruumi, milles nad asuvad.

Kordamisküsimusi.

1. Missuguste katsetega saab tõestada, et aine koosneb molekulidest?
2. Iseloomustage molekulide suurust. Tuua näiteid.
3. Missuguste katsete abil on võimalik tõestada, et molekulide vahel on vaba ruum?
4. Kuidas saab kindlaks teha, et molekulide vahel mõjuvad tõmbejõud?
5. Missuguste nähtuste abil saab tõestada molekulide liikumist?
6. Seletage molekulaarteooria abil aine üleminekut ühest olekust teise.
7. Miks lahustub suhkur vees kiiremini, kui lahust segada?
8. Seletage molekulaarteooria abil järgmisi nähtusi:
a) gaaside kokkusurumine mootorisilindris; b) vedelike (vesi, bensiin) ja tahkete ainete (naftaleen, jää) aurumine; c) lõhnaõli lõhna levimine toas.
9. Kus on molekulidevahelised jõud suuremad, kas vedelikes või gaasides?

§ 3. Puhtad ained ja segud.

Füüsikast teame, et vee erikaal on $1 \frac{g}{cm^3}$ ning et ainult puhas vesi muutub 0° juures jääks ja keeb 100° juures. Kogemustest teame ka, et puhas vesi on värvusetu vedelik ning et tal puuduvad lõhn ja maitse. Looduslikest vetest on kõige puhtam vihmavesi.

Ka teistel puhastel ainetel on kindlad omadused. Miks? Vastuse annab molekulaarteooria.

Puhtad ained koosnevad ühesugustest molekulidest.

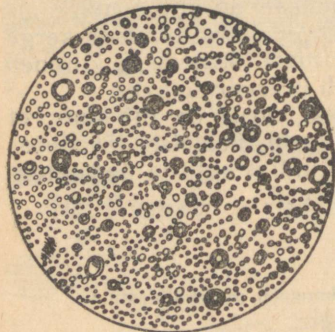
Kui lisame puhtale veele savi, muutub vesi segamisel häguseks. Kui lisada sinist tinti, omandab vesi sinise värvuse. Kui aga lahustame vees keedusoola, omandab vesi soolase maitse. Sõltuvalt lisandite omadustest ja hulgast muutuvad ka teised vee omadused: erikaal, keemis- ja külmumispunkt, värvus, maitse jne.

Enamik looduses esinevatest ainetest ei ole puhtad, vaid sisaldavad mitmesuguseid lisandeid, moodustades segu. Vaadeldes

näiteks graniitkivi, märkame selles roosakaid põldpao osakesi, poolläbipaistvaid kvartsikristalle ja läikivaid vilgukivi osakesi. Graniit on seega kolme aine segu. Samuti on segu ka muld, mis sisaldab liiva, savi jm.

Põhjuse, miks segude omadused erinevad puhaste ainete omadustest, seletab ära molekulaarteooria.

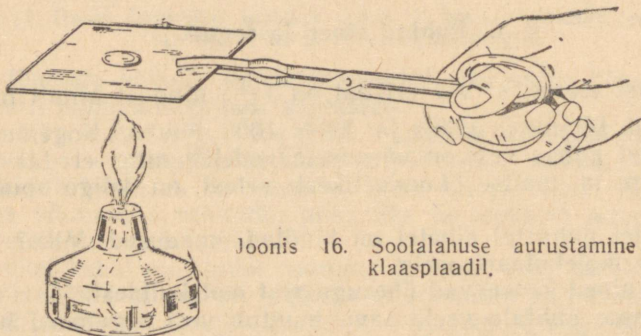
Segud koosnevad erinevatest molekulidest.



Joonis 15. Piim mikroskoobi all.

Alati ei saa aga aine välimuse järgi otsustada, kas ta on puhas või on tegemist erinevate ainete seguga. Piim näiteks tundub esimesel pilgul koosnevat ühesugustest osakestest. Mikroskoobiga näeme aga äsja lüpsitud piimas ujuvaid rasvatilgakesi (joonis 15). Vaadeldes keedusoola lahust vees, näeme, et lahus on läbipaistev ja meenutab väliselt vett. Isegi mikroskoobiga ei saa me soola olemasolu lahuses kindlaks teha. Tarvitseb aga mõni tilk soolalahust klaasplaadil kuivaks aurustada ja plaadile jääb õhuke soolakirme (joonis 16).

Nii nagu puhastest ainetest võib saada segu, on võimalik segust uuesti eraldada puhtaid aineid. Segus esinevate ainete molekulidega ei toimu muundumisi. Seega puhta aine omadused säilivad segus seetõttu, et segus säilivad ka nende ainete molekulid.



Joonis 16. Soolalahuse aurustamine klaasplaadil.

Kordamisküsimusi.

1. Millest koosnevad segud? Tooge näiteid.
2. Millest olenevad segu omadused? Seletage näite varal.
3. Mida mõistetakse puhta aine all?

4. Kuidas erinevad puhta aine omadused segu omadustest?
5. Missugune erinevus on puhta aine ja segu vahel molekulaarteooria seisukohalt?
6. Miks looduslik vesi pole puhas aine?
7. Uksikutes katseklaasides on järgmised ained: a) piiritus, b) väävel, c) vasepulber, d) vasksulfaat, e) klaasikillud, f) naftaleen.
Iseloomustage iga ainet tema omaduste järgi.

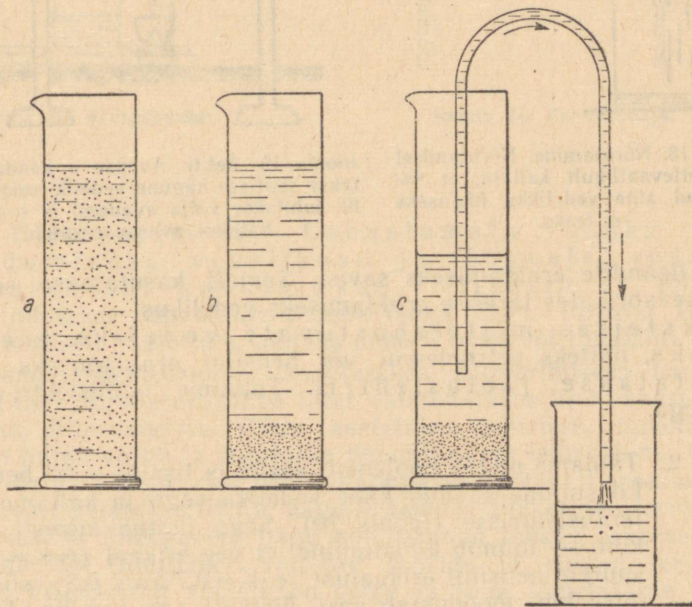
§ 4. Ainete eraldamine segust.

Et saada puhast ainet, tuleb ta segust eraldada, s. t. segu on vaja lahutada koostisosadeks. Segude lahutamise viisid põhinevad asjaolul, et iga segusse kuuluv aine säilitab segus oma omadused. Kasutatavamad segude lahutamise viisid on setitamine, filtreerimine ja aurustamine.

Tutvume nendega lähemalt.

1. Setitamine. Selgitame settimisprotsessi järgmiste näidete varal.

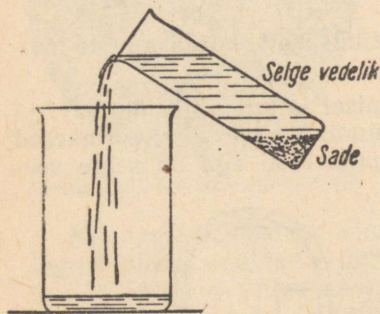
Katse 1. Võtame silindri, milles eelmisel tunnil segasime savi ja vett. Jälgime, mis on toimunud. Näeme, et saviosakesed on sadestunud silindri põhjale. Peal aga on selge vee-



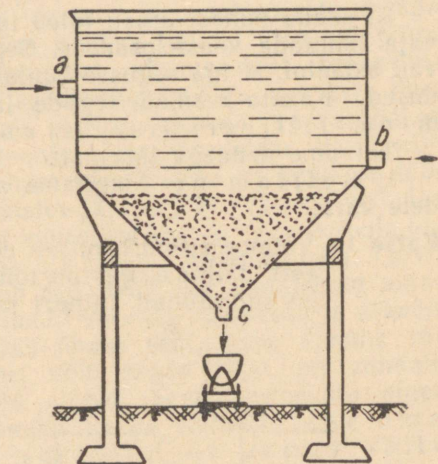
Joonis 17. Setitamine: a) savi ja vee segu, b) saviosakesed on sadestunud nõu põhjale, c) selge veekihi eraldamine sifooni abil.

kiht. Eraldame veekihi sifooni abil savist (joonis 17). Sifooni puudumisel võib vedeliku eraldada nõrutamisega (joonis 18).

Niisugust segude lahutamise viisi nimetatakse setitamiseks. Segus olevate ainete eraldamine setitamise abil on võimalik siis, kui ained on mittelahustuvad ja erikaalult erinevad. Tööstuses kasutatakse selleks setiteid (joon. 19). Setiteid kasutatakse näiteks porselanitöös-



Joonis 18. Nõutamine. Nõutamisel tuleb ettevaatlikult kallata, et sadestunud aine vedelikku häguseks ei teeks.

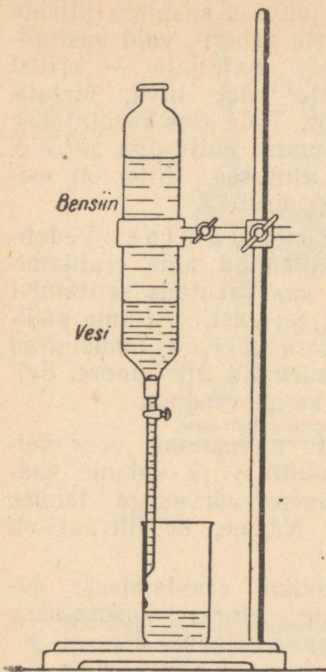


Joonis 19. Setiti. Avause *a* kaudu juhitakse setitisse hägune vedelik, selge vedelik juhitakse välja avausest *b*, sade eraldatakse avause *c* kaudu.

tuses lisandite eraldamiseks savist. Samuti kasutatakse setiteid tärglisevabrikutes tärglise eraldamiseks vedelikust.

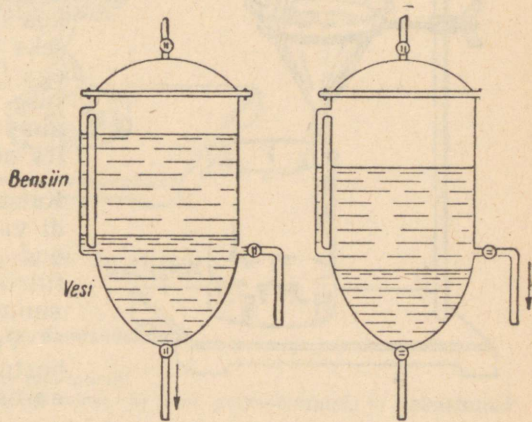
Üksteises mittelahustuvate vedelike eraldamiseks, näiteks petrooleumi või bensiini eraldamiseks veest, kasutatakse jaotusletrit. Tutvume jaotusletri kasutamiselega.

Katse 2. Täidame pudeli poolenisti veega ja lisame veidi bensiini. Loksutame saadud kahe vedeliku segu ja kallame selle jaotusletrisse (joonis 20). Segu jaotub kiiresti kahte kihti — toimub kihistumine; et vee erikaal ($e.k.=1$) on suurem bensiini erikaalust ($e.k.=0,7$ kuni $0,8$), siis alumise kihi moodustab vesi, ülemise aga bensiin. Kraani avamisega laseme vee välja voolata. Kui kogu veekiht on eraldunud, siis suleme kraani. Jaotusletrisse jääb bensiin.



Joonis 20. Jaotuslehter.

Vee eraldamiseks bensiinist või petrooleumist kasutatakse nafta töötlemise tehastes suuremahulisi seadmeid, mis töötavad jaotuslehtri põhimõttel. Niisuguseid seadmeid nimetatakse vee eraldajateks (joonis 21).

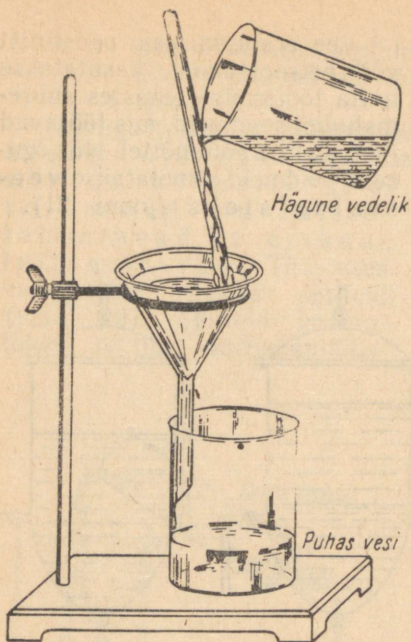


Joonis 21. Vee-eraldaja.

2. Filtreerimine. Lahustumatu tahke aine eraldamiseks vedelikust ja häguste vedelike puhastamisel kasutatakse filtreerimist. Filtreerimisel juhitakse puhastatav vedelik läbi filtri. Filtrina kasutatakse poorseid materjale, näiteks paberit, riiet või liivakihti.

Keemialaboratooriumis kasutatakse filtreerimiseks harilikult paberfiltrit. Koonusekujuline filter valmistatakse liimivabast paberist, nn. filterpaberist. Filter asetatakse lehtrisse, niisutatakse vähese hulga veega ja surutakse tihedalt vastu lehtri seina. Lehter koos filtriga kinnitatakse statiivi rõngasse vastavalt joonisele 22. Järgnevalt valatakse filtrile hägune vedelik. Filtreerimisprotsessis läbib vedelik filterpaberi, hägu põhjustanud tahked osakesed aga ei mahu läbi filterpaberi väikeste pooride ja jäävad seepärast filtrile. Filtreeritud vedelik on selge ja seda nimetatakse filt-
r a a d i k s.

Filtreerimist kasutatakse näiteks joogivee puhastamisel filterveevärgis, automootorites bensiini, õli ja õhu puhastamisel jne.



Joonis 22. Filtreerimine.

Sel juhul ei kasutata filtrina aga mitte paberit, vaid vastupidavaid materjale — erilisi riidesorte, vilti, liiva, metallvõrku jm. Tööstuses kasutatakse mitmesuguse ehitusega filtreid. Lihtsa ehitusega filter on esitatud joonisel 23.

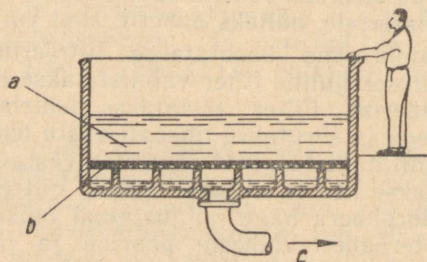
3. Aurustamine. Vedelikus lahustunud aine eraldamiseks ei saa kasutada setitamist ega filtreerimist, sest oma väikseuse tõttu läbivad lahustunud aine molekulid filtri poore. Selles on kerge veeduda.

Katse 1. Lahustame vees veidi vasksulfaati ja valame saadud sinise värvusega lahuse filtrile. Näeme, et filtraat on sinine.

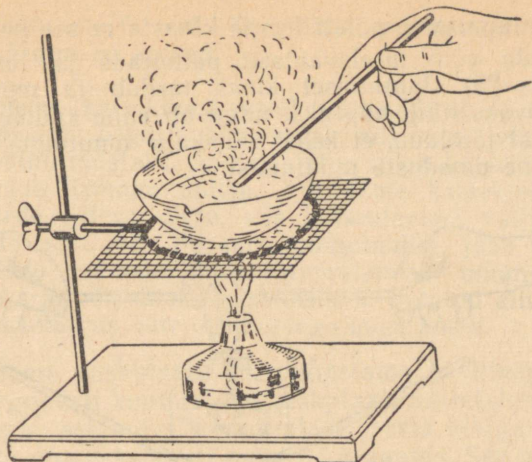
Vedeliku eraldamiseks lahustunud ainest kasutatakse aurustamist (joonis 24).

Katse 2. Kallame vasksulfaadi lahust portselankaussi ja soojendame, segades klaaspulgaga, kuni vesi aurub (mitte täiesti kuivaks aurustada!). Jahtumisel tekivad kausi põhjale sinised vasksulfaadi kristallid.

Aurustamist kasutatakse suhkru tootmisel, toiduainete konserveerimisel, keemiatööstuses paljude ainete valmistamisel jm.



Joonis 23. Tööstuslik filtreerimisseade: a — hägune vedelik, b — filterriie, c — selge vedelik,



Joonis 24. Aurustamine.

Kordamisküsimusi.

1. Nimetage segude lahutamise meetodeid.
2. Kuidas saab eraldada: a) kriiti veest, b) vett petrooleumist, c) lahustunud ainet veest?
3. Millest valmistatakse filtreid ja milliseid nõudeid esitatakse filtermaterjalidele?
4. Kuidas töötab tööstuslik vee-eraldaja?
5. Kuidas liiva ja soola segust eraldada sool?
6. On antud liiva, saepuru ja rauapulbri segu. Kuidas eraldada üksikud ained sellest segust?
7. Kuidas vabastada petrooleum veest ja liivast?

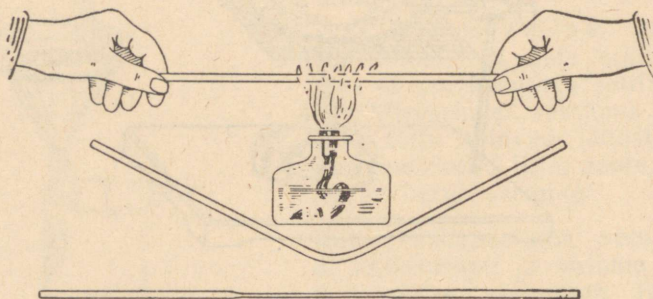
§ 5. Ainete muundumised.

Ainetega toimuvaid muundumisprotsesse nimetatakse nähtusteks. Eristatakse kahte liiki nähtusi: füüsikalisi ja keemilisi. Tutvume nendega lähemalt.

1. Füüsikalised nähtused.

Katse 1. Võtame suhkrutüki ja peenestame selle portselanuhmris. Seejuures saame ühe suhkrutüki asemele, palju väikesi osakesi, kuid suhkur jääb ikkagi suhkruks. Suhkrule iseloomulikud omadused — värvus, maitse, lahustuvus vees jne. — säilivad, sõltumata osakeste suurusest. Järelikult muutub antud juhul ainult aine välimus, aine omadused jäävad aga muutumatuks.

Katse 2. Kuumutame põleti leegis klaastoru; see pehmeneb ning seda võib meelevaldselt painutada ja venitada (joonis 25). Jahtumisel klaas tardub ja muutub jällegi kõvaks ning hapraks, nagu oli enne kuumutamist. Katsest järeldub, et keha väliskuju muutmine ei põhjusta aine omaduste muutumist.



Joonis 25. Klaastoru painutamine ja venitamine.

Katse 3. Paneme katseklaasi mõned naftaleeni kristallid. Naftaleen on omapärase lõhnaga valge kristalne aine. Soojendamisel katseklaasi. Mõne aja pärast hakkab naftaleen sulama ja muutub vedelaks. Lõpetades soojendamise, märkame, et sulanud mass katseklaasi põhjas tardub. Katseklaasi sisu nuusutades tunneme, et säilib naftaleeni lõhn. Jätkame soojendamist, kuni naftaleen hakkab keema. Seejuures märkame, et naftaleeni aurud, tõustes katseklaasis ülespoole, jahtuvad kokkupuutel katseklaasi seina jahedama ülemise osaga ja moodustavad seal kristallidest koosneva valge kirmel. Kirmel on naftaleenile iseloomulik lõhn ja valge värvus.

Katsest ilmneb, et sulatamisel ja keetmisel muutub ainult aine olek.

Nimetatud katsete puhul ei tekkinud uusi aineid: toimusid ainult ainete oleku ja kehade kuju muutused, ainete omadused jäid aga muutumatuks. Niisuguseid nähtusi nimetatakse füüsikalisteks nähtusteks.

Füüsikaliste nähtuste puhul ei muundu ained teisteks aineteks.

Füüsikaliste nähtuste puhul jäävad aine molekulid muutumatuks, seetõttu säilivad ka aine omadused.

2. Keemilised nähtused. Keemiliste nähtuste puhul toimuvad aines tunduvalt sügavamad ja olulisemad muutused kui

füüsikaliste nähtuste korral. Keemiliste nähtustega tutvumiseks korraldame järgmised katsed.

Katse 1. Paneme katseklaasi veidi peensuhkrut ja soojendame tugevasti. Algul suhkur sulab, siis pruunistub ja lõpuks muutub mustaks. Samal ajal eraldub katseklaasist omapärase lõhnaga suitsu. Kui viime katseklaasi suudme juurde põleva pirru, siis katseklaasist väljuv gaas ja suits süttivad. Pärast kuumutamist jääb katseklaasi suhkru asemele süsi. Kuumutamisel muundus suhkur sööks ja põlevateks gaasideks, s. t. antud ainest tekkisid katse käigus uute omadustega uued ained.

Katse 2. Võtame vaskplaadi ja puhastame ta liivapaberi abil. Järgnevalt kuumutame vaskplaati mittetahmavas põleti leegis; seejuures kattub plaat musta kihiga. Seda kihti võib noaga kergesti paberile kraapida. See pulber ei ole enam vask, vaid uus aine — vaskoksiid* (vaskhapend). Vaskoksiidi omadused erinevad vase omadustest. Järelt kuumutamisel tekib vasest uute omadustega uus aine.

Nendest katsetest järeldub, et aineid saab mitmesugusel viisil muundada. Seejuures saadakse uued ained, millel on lähteainetest erinevad omadused. Niisuguseid nähtusi nimetatakse keemilisteks nähtusteks.

Keemiliste nähtuste puhul tekivad uued ained.

Et keemiliste nähtuste puhul moodustuvad uute ainete molekulid, siis on uutel ainetel ka teistsugused omadused, võrreldes lähteainetega.

Füüsikalisi ja keemilisi nähtusi omavahel võrreldes märkame olulisi erinevusi. Füüsikaliste nähtuste puhul aine molekulidega mingisuguseid muundumisi ei toimu: aine säilib, uusi aineid ei moodustu. Keemiliste nähtuste puhul lähteaine molekulid muunduvad, tekivad uue aine molekulid.

Keemiliste nähtustega üheaegselt toimuvad ka füüsikalised nähtused. Näiteks küünla põledes parafiin sulab, imbib tahti mööda üles ja alles siis põleb. Parafiini sulamine ja auruks muutumine on füüsikalised nähtused. Põlemine on keemiline nähtus.

Keemilised nähtused on looduses väga levinud: nad toimuvad vahetpidamata Päikesel ja tähtedel, maapõues ja õhus, vees ja organismides.

Keemia on teadus ainetest ja nende muundumise nähtustest.

* Õpikus kasutatakse rahvusvaheliselt soovitatud ja meie vabariigi keemiaalase nomenklatuurikomisjoni poolt väljatöötatud terminoloogiat.

1. Kuidas liigitatakse ainetega toimuvaid nähtusi?
2. Selgitage füüsikaliste nähtuste olemust. Tooge näiteid.
3. Milliseid nähtusi nimetatakse keemilisteks nähtusteks? Tooge näiteid.
4. Milliste allpool esitatud näidete puhul on tegemist füüsikaliste ja milliste puhul keemiliste nähtustega: a) sõe tekkimine puidu põlemisel; b) haavlite valamine pliist; c) raua roostetamine; d) vihma, lume ja rahe tekkimine; e) raua sepiistamine; f) piima hapnemine; g) naftaleeni aurumine.
5. Selgitage füüsikaliste ja keemiliste nähtuste olemust molekulaarteooria seisukohalt.
6. Petrooleumilambi tahlil petrooleum algul aurustub ja siis põleb. Seletage, millised füüsikalised ja keemilised nähtused toimuvad petrooleumilambi põlemisel.
7. Millised füüsikalised ja keemilised nähtused esinevad küünla põlemisel?
8. Veega täidetud pudel viidi talvel külma kätte, vesi jäätus ja pudel purunes. Missugused nähtused toimusid seejuures?

§ 6. Keemiliste reaktsioonide tunnused.

Et kindlaks teha, kas toimub keemiline reaktsioon ehk keemiline nähtus, tuleb põhjalikult uurida reaktsioonist osavõtvaid aineid ja reaktsioonil tekkinud aineid. Keemilistel reaktsioonidel moodustuvad alati uued ained, mida võib ära tunda nende värvuse, lõhna ja teiste omaduste järgi. Seega võime paljudel juhtudel väliste tunnuste põhjal öelda, et keemiline reaktsioon toimub.

Järgnevalt teeme katseid, kus ilmnevad keemiliste muundumiste tunnused.

Katse 1. Paneme katseklaasi mõned kriiditükikesed ja valamene neile soolhapet. Seejuures märkame, et katseklaasi sisu hakkab kihisema ja eraldub gaasiline aine.

Gaasilise aine eraldumine näitab, et kriit reageeris soolhappega. Gaaside eraldumine on seega keemilise reaktsiooni tunnuseks.

Katse 2. Paneme portselankaussi veidi lupja ja niisama suure koguse ammoniumkloriidi. Ainete segamisel täheldame terava lõhnaga aine tekkimist (nuuskiirituse lõhn).

Lõhna teke esineb siin keemilise reaktsiooni tunnusena. Lubi reageeris ammoniumkloriidiga, kusjuures tekkis uus aine — gaas, mida nimetatakse ammoniagiks.



Joonis 26. Gaasi lõhna kindlakstegemine.

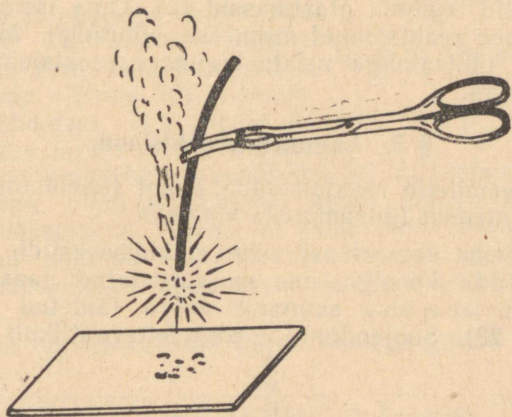
Katse 3. Valame katseklaasi vasksulfaadi lahust ja lisame nuusk-piiritust. Lahuse värvus muutub tumesiniseks.

Lahuse värvuse muutumine on tunnuseks, et toimus keemiline reaktsioon.

Katse 4. Valame katseklaasi baariumkloriidi lahust ja lisame niisama palju pesusooda lahust. Moodustub uus aine, mis sadestub katseklaasi põhja.

Sademe tekkimine on tunnuseks, et baariumkloriid reageeris soodaga. Antud reaktsioonil eraldub valge sade. (Sademete värvus sõltub ainetest.)

Katse 5. Võtame magneesiumilindi tiiglitangide vahele ja süütame ta piirituslambi leegis. Magneesium põleb pimes-tavalt valge leegiga ja seejuures eraldub palju soojust (joonis 27).



Joonis 27. Magneesiumilindi põlemine.

Magneesiumilindi puudumisel valmistame selle ise järgmiselt. Katame pabeririba (laius 1 cm ja pikkus 10 cm) mõlemalt poolt tärkliskliistri või liimiga. Liimikihtile raputame magneesiumipulbrit ühtlase paksusega kihina. Pärast liimi kuivamist võib saadud magneesiumilinti kasutada katseteks.

Valguse ja soojuse eraldumine on keemilise reaktsiooni tunnuseks. Mõnedel reaktsioonidel eraldub soojust enam, teistel vähem.

Keemiliste reaktsioonide tunnustena võivad esineda ka katsetes nimetatud nähtustele vastupidised nähtused. Näiteks on keemilise reaktsiooni tunnusteks ka gaasilise aine neeldumine, lõhna kadumine, sademe lahustumine jne. Kui ainetega katsetamisel esineb üks käesolevas paragrahvis mainitud tunnustest, siis tähendab see, et kulgeb keemiline reaktsioon.

II peatükk.

AINETE EHITUS JA KOOSTIS.

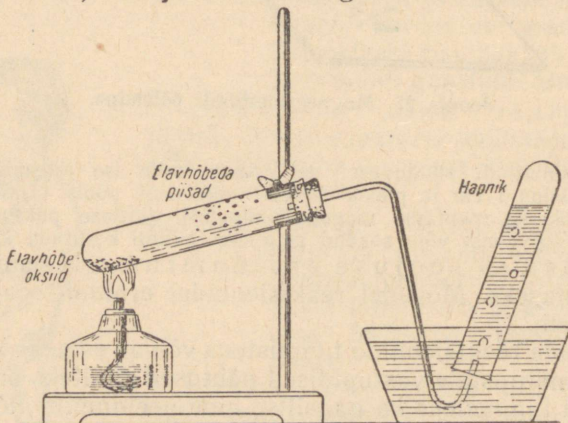
§ 1. Keemiliste reaktsioonide põhitüübid.

Keemilised reaktsioonid toimuvad kõikjal. Nad kulgevad näiteks kütuse põlemisel, leivaküpsetamisel, piima hapnemisel, toidu seedimisel, raua roostetamisel jne. Paljud tarbeesemed, mida me iga päev kasutame, on valmistatud keemiliste reaktsioonide abil (klaas, metallid, kummi, plastmassid jt.). Oma iseloomult jaotatakse keemilised reaktsioonid mitmesse põhitüüpi. Meie tutvume esialgu kahe tähtsamaga neist: lagunemisreaktsiooni ja ühine misreaktsiooniga.

§ 2. Lagunemisreaktsioon.

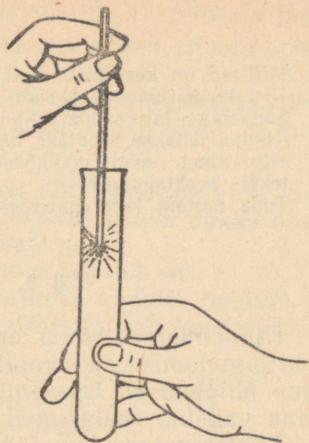
Paljude keemiliste reaktsioonide puhul täheldame lähteainete keemilist lagunemist lihtsamateks aineteks.

Katse 1. Paneme katseklaasi veidi elavhõbeoksiidi. Suleme katseklaasi korgiga, mis on varustatud gaasijuhtetoriga. Toru teise otsa suuname veega täidetud kaussi (joonis 28). Soojendame esialgu ettevaatlikult kogu katse-



Joonis 28. Elavhõbeoksiidi lagundamine kuumutamisel.

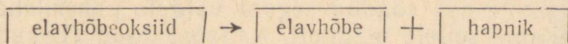
klaasi. Gaasijuhtetoru kaudu eralduvad gaasimullikesed, s. o. õhk, mis soojendamisel paisub ja katseklaasist väljub. Elavhõbeoksiidi tugevamaal kuumutamisel, kui gaasimullikeste eraldumine kiireneb, asetame gaasijuhtetoru otsa veega täidetud ja kumuli keeratud katseklaasi. Kuumutame elavhõbeoksiidi niikaua, kuni vesi on katseklaasis gaasiga asendunud. Suleme katseklaasi vee all pöidlaga, võtame ta veest välja ja pöörame ümber. Siis viime katseklaasi hõõguva pirru. Pird hakkab heledasti põlema (joonis 29). Looduslootundidest aga teame, et hõõguv pird süttib hapnikus.



Joonis 29. Hõõguv pird süttib hapnikus.

Järelikult tekkis elavhõbeoksiidi lagunemisel hapnikku. Jälgime nüüd katseklaasi seinu, milles kuumutasime elavhõbeoksiidi. Näeme, et katseklaasi seintele on kogunenud läikivad elavhõbedapiisakesed. Järelikult tekkis elavhõbeoksiidi lagunemisel ka elavhõbedat.

Väljendame elavhõbeoksiidi lagunemise järgmise skeemi abil:



Kuna me teame, et iga aine koosneb molekulidest, siis võime molekulaarteooria põhjal sõnastada lagunemisreaktsiooni järgmiselt:

keemilist reaktsiooni, mille puhul ühe aine molekulide lagunemisel tekivad teiste ainete molekulid, nimetatakse lagunemisreaktsiooniks.

Lagunemisreaktsioonidel on suur tähtsus. Neid kasutatakse laboratooriumides ja tööstustes mitmesuguste ainete saamisel. Näiteks võib kasutada elavhõbeoksiidi lagunemise reaktsiooni laboratooriumides hapniku saamiseks. Lagunemisreaktsioonid toimuvad ka seedimisprotsessis, kõdunemisel ja roiskumisel. Tööstuses kasutatakse lagunemisreaktsiooni lubja tootmisel lubjakivist jm.

1. Millised on keemiliste reaktsioonide tähtsamad põhitüübid?
2. Kirjeldage elavhõbeoksiidi lagunemise reaktsiooni käiku.
3. Sõnastage lagunemisreaktsiooni mõiste molekulaarteooria seisukohalt
4. Kuidas tehakse kindlaks hapniku olemasolu?
5. Mitu ainet võeti elavhõbeoksiidi lagunemise reaktsiooniks ja mitu ainet tekkis reaktsioonil?
6. Tuua näiteid lagunemisreaktsioonide kohta.

§ 3. Ühinemisreaktsioon.

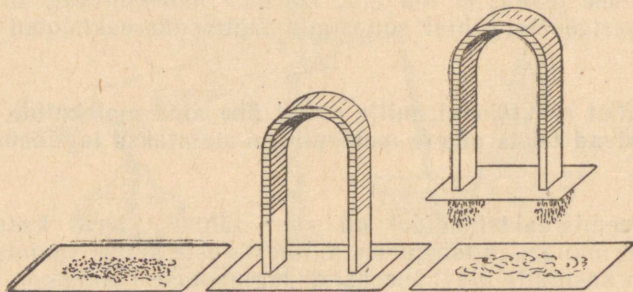
Ühinemisreaktsioon on olemuselt vastupidine eespool vaadeldud lagunemisreaktsioonile. See reaktsioon toimub kahe või enama aine ühinemisel. Ühinemisreaktsiooni näitena vaatleme väävli ja raua vahelist reaktsiooni.

Lähteainetena kasutame pulbrilist väävlit (väävliõit) ja peent rauapulbrit. Iseloomustame neid aineid.

Väävel on kollase värvusega peen pulber, mis põleb sinise leegiga. Vette puistatuna ujub ta pinnal (väävel on erikaalult veest raskem, kuid vees ta ei märgu) ja magnet ei tõmba teda külge.

Raud on pulbrina hallikasmusta värvusega. Nii nagu enamikul teistelgi metallidel, ei ole tal pulbri kujul metalset läiget. Teistelt omadustelt ei erine ta tavalisest rauast, millest on valmistatud tuntud esemed (naelad, kruvid) — vees langeb põhja, tõmbub magneti külge jne.

Katse 1. Võtame umbes võrdsetes kogustes väävli- ja rauapulbrit. Segame nad hoolikalt uhmris. Saadud segu meenutab välisuselt uut ainet ja tundub täiesti ühtlasena. Puistame osa saadud segust valgele paberilehele ja lähendame sellele magneti. Rauaosakesed (lisandina jääb rauaosakeste külge ka veidi väävlit) tõmbuvad magneti külge, väävel jääb aga paberilehele (joonis 30). PUIS-



Joonis 30. Väävli- ja rauapulbri segu lahutamine magneti abil.

tame osa raua ja väävli segust vette. Veepinnale jääb kollane väävlipulber, rauapulber aga vajub anuma põhja (joonis 31).

Nendest katsetest järeldub, et väävli- ja rauapulbri segamisel uut ainet ei tekkinud, moodustus ainult segu, kus väävel ja raud säilitasid oma omadused.

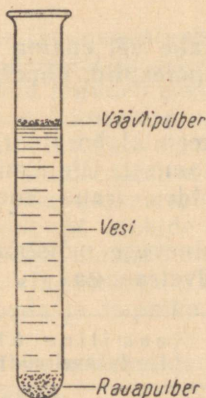
Et väävel ja raud omavahel keemiliselt ühineksid, on vaja saadud segu soojendada. Et keemilisel reaktsioonil tekiks puhas aine, võtame lähteaineid järgmises kaaluvahekorras:

7 kaaluosa rauda ja 4 kaaluosa väävlit ehk

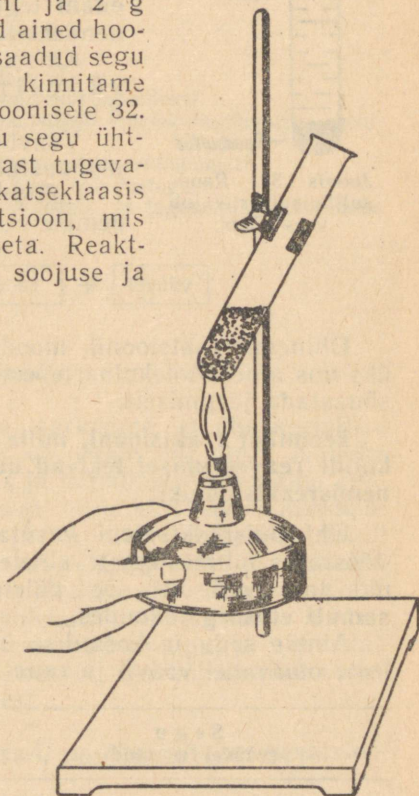
3,5 kaaluosa rauda ja 2 kaaluosa väävlit (väävel ja raud ühinevad kindlates kaalulistes vahekordades).

Katse 2. Võtame 3,5 g rauapulbrit ja 2 g väävliõit. Segame kaalutud ained hoolikalt uhmris ja puistame saadud segu katseklaasi. Katseklaasi kinnitame statiivi külge vastavalt joonisele 32.

Algul soojendame kogu segu ühtlaselt, siis aga ühest kohast tugevamini. Varsti hakkab katseklaasis kulgema energiline reaktsioon, mis jätkub ilma soojendamiseta. Reaktsiooni toimumist näitab soojuse ja



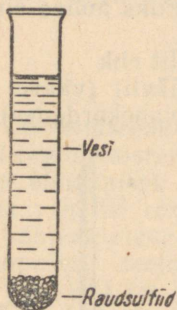
Joonis 31. Väävli- ja rauapulbri segu lahutamine veega.



Joonis 32. Väävli- ja rauapulbri segu kuumutamine.

valguse teke. (Katseklaasi alla asetada kauss iivaga, sest katseklaas võib puruneda.)

Pärast jahtumist võtame saadud aine katseklaasist välja ja peenestame ta uhmris pulbriks. Puistame pulbri valgele paberile ja lähendame talle magneti. Magnet ei mõjuta pulbrit. Puistame osa pulbrit vette. Vees vajub ta nõu põhja (joonis 33).



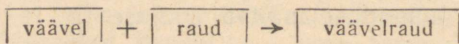
Joonis 33. Raudsulfidipulber vajub vees põhja.

Sellest järeldub, et ei magneti ega ka veega ei saa me tekkinud ainet uuesti lahutada lähteaineteks — väävliks ja rauaks. Uue aine omadused (värvus, kõvadus, erikaal jne.) erinevad nii väävli kui ka raua vastavatest omadustest. Järelikult pole meil enam tegemist väävli ja raua seguga, vaid nendest tekkinud keemilise ühendiga.

Katsel saadud uut ainet nimetatakse väävelrauaks ehk raudsulfidiks.

Väävli ja raua ühinemise reaktsioonil moodustub seega uus aine — väävelraud.

Lühidalt väljendame väävli ja raua ühinemise reaktsiooni järgmise skeemi abil:



Ühinemisreaktsioonil moodustub kahest või enamast ainest üks uus aine. Molekulaarteooria põhjal võime ühinemisreaktsiooni sõnastada järgmiselt:

keemilist reaktsiooni, mille puhul kahe või enama aine molekulide reageerimisel tekivad uue aine molekulid, nimetatakse ühinemisreaktsiooniks.

Ühinemisreaktsiooni kasutatakse keemialaboratuurides ja -tööstuses mitmesuguste ainete valmistamisel. Ühinemisreaktsioonid toimuvad ka söe põlemisel koldes, raua roostetamisel, samuti elusorganismides.

Ainete segu ja keemilise ühendi erinevuse mõistmiseks võrdleme omavahel väävli ja raua segu väävelrauaga.

Segu (väävel + raud)	Keemiline ühend (väävelraud)
1. Segu võib valmistada lähteainetest igasuguses kaaluvahekorras.	1. Keemiline ühend tekib lähteainete kindla kaaluvahekorra puhul.
2. Segu valmistamisel temperatuuri tõusu ei täheldata.	2. Keemilise ühendi tekkimisel vabaneb soojust.

- | | |
|---|--|
| <p>3. Segu valmistamine (tekkimine) on füüsikaline protsess (mehhaaniline segamine).</p> <p>4. Segu valmistamisel lähteainete omadused säilivad.</p> <p>5. Segu pole ühtlane. Segu vaatlemisel mikroskoobiga märkame lähteainete osakesi.</p> <p>6. Segu koosneb kahe või enam aine erinevatest molekulidest.</p> | <p>3. Keemilise ühendi tekkimine on keemiline protsess ehk reaktsioon.</p> <p>4. Keemilise ühendi moodustumisel lähteainete omadused ei säili (kaovad).</p> <p>5. Keemiline ühend on ühtlane. Lähteainete osakesi ei ole võimalik mikroskoobi abil kindlaks teha.</p> <p>6. Keemilise ühendi molekulid on kõik ühesugused.</p> |
|---|--|

Kordamisküsimusi.

1. Kirjeldage väävli ja raua ühinemisreaktsiooni.
2. Milliseid reaktsioone nimetatakse ühinemisreaktsioonideks?
3. Selgitage raua ja väävli ühinemisreaktsiooni molekulaarteooria seisukohalt.
4. Mille poolest erineb ühinemisreaktsioon lagunemisreaktsioonist?
5. Võrrelge väävelraua omadusi väävli ja raua omadustega.
6. Tooge igapäevasest elust mõned näited ühinemis- ja lagunemisreaktsioonide kohta.

§ 4. Aatomid.

Tutvudes lagunemisreaktsiooniga märkisime, et ühe keemilise ühendi lagunemisel moodustub kaks või enam uut ainet. Näiteks elavhõbeoksiid laguneb elavhõbedaks ja hapnikuks. Me teame aga, et kõik ained koosnevad molekulidest, järelikult elavhõbeoksiidi iga molekul sisaldab elavhõbedat ja hapnikku. Elavhõbeoksiidi lagunemine kuumutamisel näitab, et elavhõbeoksiidi molekul koosneb ka ise osakekestest. Neid molekulist väiksemaid osakesi, millest koosnevad kõikide ainete molekulid, nimetatakse aatomiteks. Sõna «aatom» on kreekakeelse päritoluga ja tähendab eesti keeles «jagamatu». Järelikult koosneb elavhõbeoksiidi molekul elavhõbeda ja hapniku aatomitest.

Aatomid on molekulide koostisosad, mis keemilistes reaktsioonides ei lagune.

Õpetust, mis käsitleb aine koosnemist molekulidest ja molekulide koosnemist aatomitest, nimetatakse molekulaaratomistlikuks teooriaks.

Molekulaar-atomistlik teooria seletab ainete koostist ja omadusi. Ta näitab, kuidas ainete molekulidesse kuuluvatest aatomitest tekivad keemilisel reaktsioonil teiste ainete molekulid. Atomistlik-molekulaarne teooria on kaasaegse keemia teaduslik alus.

Aatomiõpetuse algmed tekkisid juba kaks ja pool tuhat aastat tagasi. Nii väitis kreeka õpetlane Demokritos, et kõik looduses leiduvad ained koosnevad üliväikestest osakestest, mille vahel on tühi ruum. Neid osakesi nimetas ta aatomiteks.

Keskajal suure võimu saanud ristiusu kirik võitles ägedalt Demokritose õpetuse vastu. Aatomiõpetus keelati kirikuvõimude poolt, sest see oli vastuolus usuõpetusega, ja õpetlasi, kes pooldasid aatomiõpetust, hukati tuleriidal.

XVII sajandil hakkas aatomiõpetus jällegi levima. Seda kasutasid oma töödes mitmed teadlased nagu Boyle ja Newton. XVIII sajandi keskel sai aatomiõpetus enesele uue silmapaistva kaitsja suure vene teadlase M. V. Lomonossovi isikus. Lomonossov arendas aatomiõpetuse tõeliseks õpetuseks aine ehitusest — molekulaar-atomistlikuks teooriaks. Ta väitis, et ained koosnevad molekulidest ja aatomitest ning kasutas aatomiõpetust ainete omaduste ja muundumiste seletamisel. Pärast Lomonossovit arenes aine ehituse teooria Lomonossovi ideede suunas. XVIII sajandi lõpul ja XIX sajandi algul oli tähtsamaks aatomiõpetuse levitajaks inglise teadlane John Dalton (loe: dooltn).

Aatomiõpetus andis suure tõuke keemia ja füüsika arenemisele

Kujutlus aatomitest kui aine kõige väiksematest ja jagamatu-
test osakestest kehtis teaduses sajandeid. Alles käesoleva sajandi algul selgitasid õpetlased, et nii molekulid kui ka aatomid on keeruka ehitusega. Aatom on «jagamatu» ainult keemiliste reaktsioonide puhul. Eriliste füüsikaliste mõjutuste abil saab aga aatomit jaotada (purustada) Kaasaegne teadus selgitas, et aatomi nimetus «jagamatu» ei ole õige. Teadlastel õnnestus kindlaks teha aatomi ehitus ja aatomit lõhustada. Õnnestus isegi ühte liiki aatomeid muuta teist liiki aatomiteks. Aatomite



J. Dalton (1766—1844).

muundamisega kaasneb eriliiki energia, nn. aatomienergia vabanemine. Ameerika imperialistid kasutasid Teises maailmasõjas aatomienergiat (aatomipommi) Jaapani linnade Hirošima ja Nagasaki hävitamiseks, kus hukkus kümneid tuhandeid inimesi.

Meil Nõukogude Liidus kasutatakse aatomienergiat rahuotstarbeliselt: lasti käiku maailma esimene aatomelektrijaam (1954. a.), ehitati aatomijäälõhkuja «Lenin» (1959. a.) jne.

Kordamisküsimusi.

1. Missugune erinevus on molekuli ja aatomi vahel?
2. Mis on aatom?
3. Kuidas kaasaegne teadus selgitab aatomi mõistet?
4. Jutustada molekulaar-atomistliku teooria tähtsusest.

§ 5. Aatomi kaal ja aatomkaal.

Teadlased on selgitanud, et aatomite mõõtmed ja kaal on väga väikesed. Otseselt me aatomeid kaaluda ei saa, kuid kaudsete võtetega on kindlaks tehtud aatomite tegelik kaal (aatomi kaal). Uurimistega on selgitatud, et aatomite kaalu väljendavad niisugused arvud, mille kujutlemine on peaaegu võimatu.

Vesiniku aatomi kaal	—	0,000 000 000 000 000 000 000 001673 g,
hapniku	„	— 0,000 000 000 000 000 000 000 0264 g,
väävli	„	— 0,000 000 000 000 000 000 000 053216 g,
süsiniku	„	— 0,000 000 000 000 000 000 000 019801 g.

On arusaadav, et arvutamine niisuguste murdarvudega on väga raske. Igapäevases elus kasutatav kaaluühik gramm on liiga suur aatomite kaalu avaldamiseks. Seepärast kasutatakse nii teaduses kui ka praktikas aatomite kaalu avaldamiseks suhtelisi arve, mida nimetatakse aatomkaaludeks. Need arvud näitavad, mitu korda mingi aatom on raskem aatomkaalu ühikust.

Aatomkaalu ühikuks ei ole seega gramm, vaid eriline kaaluühik. Seda ühikut nimetatakse rahvusvaheliseks süsinikuühikuks ehk lihtsalt ühikuks. Süsinikuühik võrdub $\frac{1}{12}$ -ga (ühe kaheteistkümnendikuga) süsiniku aatomi kaalust. Grammid väljendatuna võrdub see

0,000 000 000 000 000 000 000 00165 g.

Aatomite ja molekulide kaalu väljendatakse süsinikuühikutes. Raua aatomkaal on 56. See tähendab, et raua aatom on 56 korda raskem ühest süsinikuühikust. Nii näitab aatomkaal, mitu korda on mingi aatom raskem $\frac{1}{12}$ süsiniku aatomi kaalust.

Aatomi kaalu, mis on väljendatud süsinikuühikutes, nimetatakse aatomkaaluks.

Leiame näiteks väävli aatomkaalu. Väävli aatom kaalub 0,000 000 000 000 000 000 000 053216 g.

Väävli aatomkaal võrdub siis

$$\frac{0,000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 053216}{0,000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 00165} = 32.$$

Aatomkaalud on toodud lk. 154.

Kordamisküsimusi.

1. Iseloomustage aatomi tegelikku kaalu.
2. Mille poolest erinevad mõisted «aatomi kaal» ja «aatomkaal»?
3. Vase aatomkaal on 64. Mida see tähendab?
4. Mitu korda on väävli aatom raskem hapniku aatomist?
5. Mis on raskem, kas üks väävli aatom või kaks lämmastiku aatomit?
6. Mitu hapniku aatomit on niisama rasked kui üks vase aatom?
7. Milline on vesiniku aatomkaal, kui vesiniku aatom on süsiniku aatomist 12 korda kergem?

§ 6. Liht- ja liitained.

Elavhõbeeksiid laguneb kuumutamisel elavhõbedaks ja hapnikuks. Järelikult koosneb elavhõbeeksiidi molekul kahte erinevat liiki aatomitest. Seega võime elavhõbeeksiidi nimetada liitaineks. Kui kuumutada väävli ja raua segu, toimub ühinemisreaktsioon. Väävli aatomid ühinevad raua aatomitega, moodustades väävelraua molekule. Järelikult väävelraud on samuti liitaine.

Liitainet saab keemiliselt lagundada lihtsamateks aineteks. Liitainet võib saada ühinemisreaktsioonil. Kõik keemilised ühendid on liitained, sest nende molekulid sisaldavad kaks või enam erinevat aatomit.

Liitaineks nimetatakse ainet, mille molekulid koosnevad erinevatest aatomitest.

Enamik looduses leiduvaid aineid on liitained. Väga palju valmistatakse keemilisi ühendeid (liitaineid) ka laboratooriumides ja keemiatööstuses. Käesoleval ajal toodetakse sünteetiliselt isegi niisuguseid ühendeid, mida looduses ei leidu.

Tuntakse ka aineid, mida ei ole võimalik mingil viisil keemiliselt lagundada lihtsamateks aineteks, näiteks hapnik, väävel, raud, elavhõbe, vask jt. Neid aineid nimetatakse lihtaineteks. Lihtaine molekulid koosnevad ühte liiki aatomitest. Näiteks hapniku molekul koosneb hapniku aatomitest, väävli molekul väävli aatomitest jne.

Lihtaineks nimetatakse ainet, mille molekulid koosnevad ühesugustest aatomitest.

Kordamisküsimusi.

1. Mida nimetatakse liitaineks?
2. Kuidas nimetatakse liitainet teisiti?
3. Tooge näiteid liitainete kohta.
4. Seletage, miks mõnda ainet saab lagundada, teist ainet aga mitte.
5. Mida nimetatakse lihtaineks?

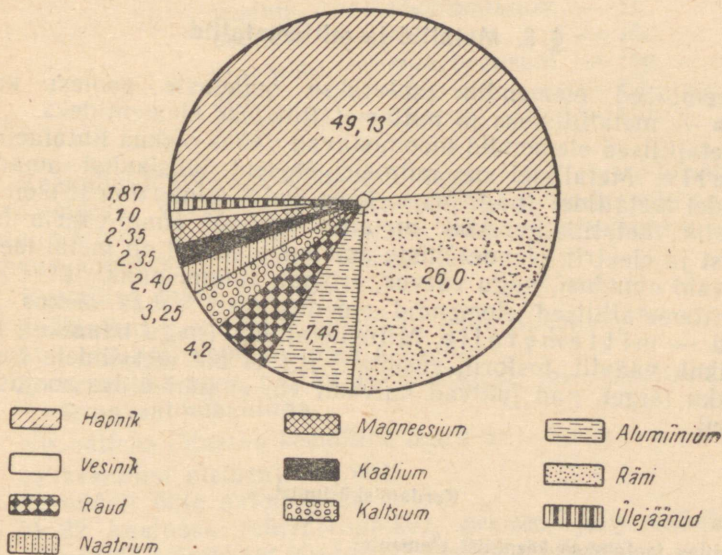
§ 7. Keemilised elemendid.

Sõna «element» on tuletatud ladina keelest ja tähendab alget. Vanaaja teadlased arvasid kogu maailma koosnevat neljast elemendist: tulest, veest, maast ja õhust. Selline vaade maailmale kadus koos teaduse arenguga.

Ka tänapäeva kujutluste järgi koosneb nii elus kui ka elutu loodus teatavatest algainetest. Neid alg- ehk koostisaineid nimetatakse keemilisteks elementideks. Keemilised elemendid on näiteks raud, väävel, hapnik, elavhõbe, kuld, vask jt. Kõikide keemiliste elementide kõige väiksemateks osadeks on aatomid, millest koosnevadki arvukate liht- ja liitainete molekulid.

Kui elemendi aatomid ei esine ühendites, vaid vabas olekus siis moodustavad nad lihtaineid. Nii on lihtaineteks elemendid hapnik (mida leidub õhus), raud (millest valmistatakse mitmesuguseid tarbeesemeid) jne. *Lihtaineteks võime seega nimetada aineid, mille molekulid koosnevad ühe ja sama elemendi aatomitest.*

Ühinenult aga moodustavad erinevate elementide aatomid liitaineid. Nii koosneb meile tuntud väävelraud elemendi väävli ja elemendi raua aatomitest. Seega võime öelda, et *ained, mis koosnevad erinevate elementide aatomitest, on liitained.* Kõik sama elemendi aatomid on ühesuguste omadustega.



Joonis 34. Elementide levik looduses.

Ühte liiki aatomeid, mis moodustavad lihtaineid või esinevad liitainete koostises, nimetatakse keemiliseks elemendiks.

Käesoleval ajal tuntakse 104 keemilist elementi. Looduses leidub neist 88, kuna 16 on saadud aatomite kunstlikul muundamisel.

Maakeral ei leidu kõiki keemilisi elemente võrdsel hulgal. Kõige enam levinud element on hapnik, mis moodustab 49% looduses leiduvatest elementidest. Teisel kohal asub räni 26%-ga, sellele järgnevad alumiinium, raud, kaltsium, naatrium, kaalium, magneesium ja vesinik. Need 9 elementi moodustavad 98% maa-keral väliskoorest. Kõigile teistele elementidele jääb umbes 2%.

Joonisel 34 toodud diagramm annab piltliku kujutuse elementide levikust looduses.

Kordamisküsimusi.

1. Tooge näiteid keemilistest elementidest.
2. Selgitage keemilise elemendi mõistet.
3. Mitut keemilist elementi tuntakse käesoleval ajal?
4. Millised keemilised elemendid on enam levinud?
5. Võrrelge lihtainet ja elementi.
6. Millest koosneb liitaine raudoksiid?

§ 8. Metallid ja mittemetallid.

Keemilised elemendid jaotatakse omaduste poolest kahte rühma — metallilisteks ja mittemetallilisteks elementideks.

Metallilised elemendid moodustavad vabas olekus lihtaineid — metalle. Metallidel on mitmeid ühiseid füüsikalisi omadusi. Kõikidel metallidel (nagu vask, hõbe, kuld, tsink, tina jt.) on iseloomulik metalliläige, kõik metallid juhivad enam-vähem hästi soojust ja elektrit. Nende ühiste omaduste kõrval on metallidel ka erinevaid omadusi, nagu värvus, erikaal, sulamispunkt jt.

Mittemetallilised elemendid moodustavad vabas olekus lihtaineid — mittemetalle. Mittemetallidel (nagu hapnikul, lämmastikul, väävlil, fosforil, süsinikul jt.) ei ole metallidele iseloomulikke omadusi, nad juhivad halvasti või ei juhi üldse soojust ja elektrit.

Kordamisküsimusi.

1. Kuidas jaotatakse keemilisi elemente?
2. Iseloomustage metalle.
3. Mille poolest erinevad metallid mittemetallidest?
4. Nimetage tähtsamaid metalle ja mittemetalle.

§ 9. Keemiliste elementide tähistamine.

Keemiliste elementide tähistamiseks on keemias kasutusele võetud leppemärgid, mida nimetatakse keemilisteks märkideks ehk sümboliteks. Rootsi keemiku J. Berzeliuse ettepanekul (1814. a.) hakati elemente tähistama ühe või kahe tähega, vastavalt antud elemendi keemilisele nimetusele ladina keeles. Nii on hapniku keemiliseks märgiks *O* (ladinakeelse nimetuse *Oxygenium* esimene täht); väävli keemiliseks märgiks on *S* (ladinakeelsest nimetusest *Sulfur*) jne. Ühe ja sama tähega algavate ladinakeelsete nimetuste puhul lisatakse algustähele üks järgnevatest tähtedest: Näiteks:



J. Berzelius (1779—1848).

vesinik	—	<i>Hydrogenium</i>	—	H,
heelium	—	<i>Helium</i>	—	He,
elavhõbe	—	<i>Hydrargyrum</i>	—	Hg,
kloor	—	<i>Chlorum</i>	—	Cl,
vask	—	<i>Cuprum</i>	—	Cu.

Keemilisi märke ehk sümboleid kasutatakse ainete koostise väljendamiseks. Vastavalt rahvusvahelisele kokkuleppele on keemiliste märkide kasutamine kõikides maades ühesugune, nad on rahvusvaheliseks keemikute «tähestikuks».

Keemiline märk tähistab:

- 1) üksikut keemilist elementi ja tema nimetust;
- 2) keemilise elemendi ühte aatomit;
- 3) keemilise elemendi kaalulist kogust, mis arvuliselt võrdub tema aatomkaaluga.

Nii näiteks tähistab keemiline märk *S*:

- 1) keemilist elementi väävlit,
- 2) väävli ühte aatomit ja
- 3) 32 kaaluosa (süsinikuühikut, grammi jm.) väävlit (sest väävli aatomkaal võrdub 32 süsinikuühikuga).

Allpool on antud mõningate tähtsamate keemiliste elementide märgid, nimetused ja ümardatud aatomkaalud.

Eestikeelne nimetus	Ladinakeelne nimetus	Keemiline märk	Loetakse keemilises valemis	Aatomkaal (ümar-datud)
Höbe	<i>Argentum</i>	Ag	argentum	108
Alumiinium	<i>Aluminium</i>	Al	alumiinium	27
Kuld	<i>Aurum</i>	Au	aurum	197
Baarium	<i>Barium</i>	Ba	baarium	137
Süsinik	<i>Carboneum</i>	C	tsee	12
Kaltsium	<i>Calcium</i>	Ca	kaltsium	40
Kloor	<i>Chlorum</i>	Cl	kloor	35,5
Vask	<i>Cuprum</i>	Cu	kuprum	64
Raud	<i>Ferrum</i>	Fe	ferrum	56
Vesinik	<i>Hydrogenium</i>	H	haa	1
Elavhõbe	<i>Hydrargyrum</i>	Hg	hüdrargürum	201
Kaalium	<i>Kalium</i>	K	kaalium	39
Magneesium	<i>Magnesium</i>	Mg	magneesium	24
Mangaan	<i>Manganum</i>	Mn	mangaan	55
Lämmastik	<i>Nitrogenium</i>	N	enn	14
Naatrium	<i>Natrium</i>	Na	naatrium	23
Hapnik	<i>Oxygenium</i>	O	oo	16
Fosfor	<i>Phosphorum</i>	P	pee	31
Plii	<i>Plumbum</i>	Pb	plumbum	207
Väävel	<i>Sulfur</i>	S	ess	32
Räni	<i>Silicium</i>	Si	siliitsium	28
Tina	<i>Stannum</i>	Sn	stannum	119
Tsink	<i>Zincum</i>	Zn	tsink	65

Kordamisküsimusi.

1. Milleks kasutatakse keemilisi märke?
2. Kuidas on tuletatud keemilised märgid?
3. Mida tähendab keemiline märk?
4. Alumiiniumi aatomkaal on 27. Mida tähendab see arv?
5. Võrrelge järgnevate elementide aatomkaalusid ja leidke, mitu korda on ühe elemendi aatom raskem või kergem teise elemendi aatomist: a) raud ja lämmastik, b) kaltsium ja väävel, c) magneesium ja süsinik, d) hapnik ja väävel, e) vask ja hapnik, f) räni ja raud.

§ 10. Keemilised valemid. Molekulkaal.

Teades aine koostist, võime keemiliste märkide abil üles kirjutada aine valemi.

1. Lihtainete valemid. Me teame, et lihtainete molekulid koosnevad ühe ja sama keemilise elemendi aatomitest. Järelikult saame lihtaine molekuli lühendatult tähistada selle keemilise elemendi märgiga, millest lihtaine koosneb. Lihtaine molekul koosneb ühest, kahest või enamast ühe ja sama keemilise elemendi aatomist. Kui molekulis on elemendi aatomeid rohkem kui üks, siis kirjutatakse aatomite arv valemis väikese numbriga selle elemendi keemilisest märgist paremale poole alla. Seda arvu nimetatakse *i n d e k s i k s*.

Hapniku molekuli valem: O_2 (loe: oo-kaks),
 lämmastiku „ „ N_2 („ enn-kaks),
 vesiniku „ „ H_2 („ haa-kaks).

2. Liitainete valemid. Liitaine koosneb kahest või enamast keemilisest elemendist. Et koostada liitaine valemit, on vaja teada:

- 1) millised elemendid kuuluvad liitaine koostisse;
- 2) mitu iga elemendi aatomit sisaldub liitaine molekulis.

Liitaine valemi kirjutamiseks märgime vastava aine molekuli koostisse kuuluvate elementide keemilised märgid üksteise kõrvale. Keemilisest märgist paremale poole alla kirjutame aga selle elemendi aatomite arvu molekulis.

Märkus. Kui mõnda elementi on molekulis ainult üks aatom, siis jäetakse valemi kirjutamisel arv 1 märkimata.

1) Vaatleme väävelraua valemit. Väävelraua molekuli koostisse kuuluvad üks raua aatom ja üks väävli aatom:

1 raua (Fe) aatom,
 1 väävli (S) aatom.

Väävelraua keemiline valem: FeS (loe: ferrum-ess).

2) Vee molekuli koostises on:

2 vesiniku (H) aatomit,
 1 hapniku (O) aatom.

Vee keemiline valem H_2O (loe: haa-kaks-oo).

3) Väävelhappe molekuli koostis on järgmine:

2 vesiniku (H) aatomit,
 1 väävli (S) aatom,
 4 hapniku (O) aatomit.

Väävelhappe keemiline valem: H_2SO_4 (loe: haa-kaks-ess-oo-neli).

Keemilised märgid ja valemid, mis annavad ettekujutuse aine molekuli koostisest, on rahvusvahelise keemiaalase keele aluseks.

3. Keemilise ühendi molekulaal. Teades aine valemit ja aine koostiselementide aatomkaalusid, saame arvutada tema molekulaalu. Aine molekulaal võrdub teda moodustavate aatomite aatomkaalude summaga.

Aine molekulaalu tähistatakse tähega M.

Leiame näiteks elavhõbeoksiidi molekulaalu:

elavhõbeoksiidi keemiline valem	— HgO ,
elavhõbeda aatomkaal	— 201
hapniku „ „	— 16

elavhõbeoksiidi molekuli koostisse kuuluvad üks elavhõbeda ja üks hapniku aatom, järelikult elavhõbeoksiidi molekulaal võrdub:

$$M_{HgO} = 201 + 16 = 217$$

Teise näitena vaatleme vee molekulkaalu arvutamist.

- 1) Vee keemiline valem — H_2O ,
- 2) vesiniku aatomkaal — 1,
hapniku aatomkaal — 16,
- 3) vee molekul sisaldab kaks vesiniku aatomit ja ühe hapniku aatomi, järelikult vee molekulkaal võrdub:

$$M_{H_2O} = 2 \times 1 + 16 = 18$$

Toodud näidete varal võib öelda, et molekulkaal on arv, mis näitab, mitu korda on antud aine molekul raskem ühe kaheteistkümnendiku süsiniku aatomi kaalust.

Ekh lühemalt: molekulkaal on aine molekuli kaal süsinikuühikutes.

4. Keemiliste valemite sisu. Me teame, et keemiline valem näitab, millistest elementidest koosneb antud aine ja mitu aatomit on aine molekulis. Kuid keemiliste valemite sisu on laiem, nad tähistavad:

- 1) teatavat kindlat ainet: H_2O — vesi, HgO — elavhõbeoksiid
 O_2 — hapnik;
- 2) aine ühte molekuli (võrrandites);
- 3) aine kogust kaaluosades, mis arvuliselt võrdub molekulkaaluga süsinikuühikutes (arvutuste puhul).

Nii näiteks tähistab keemiline valem H_2O :

- 1) vett, mis koosneb keemilistest elementidest vesinikust ja hapnikust;
- 2) ühte vee molekuli, mis koosneb kahest vesiniku aatomist ja ühest hapniku aatomist;
- 3) 18 kaaluosa vett (g, tonni jne.).

5. Koefitsiendid. Kirjutame vesiniku keemilise märgi H. Niiviisi kirjutatult tähistab see vesinikku üldse, ühtlasi ka ühte vesiniku aatomit. $2H$ (loe: kaks-haa) tähistab kahte vesiniku aatomit, H_2 (loe: haa-kaks) tähistab aga gaasilise vesiniku molekuli, mis koosneb kahest vesiniku aatomist. Sellest näitest selgub, et

$2 H$ ja H_2 ei ole ühetähenduslikud.

Eespool nägime, et keemiline valem tähistab aine ühte molekuli. Aine mitme molekuli tähistamiseks kirjutatakse aine valemi ette vastav arv.

Näiteks:

kaks molekuli lämmastikku	—	$2 N_2$	(loe: kaks-enn-kaks),
kolm „ „	—	$3 N_2$	(loe: kolm-enn-kaks),
neli molekuli süsihappegaasi	—	$4 CO_2$	(loe: neli-tsee-oo-kaks),
viis molekuli vett	—	$5 H_2O$	(loe: viis-haa-kaks-oo).

Arvu, mis kirjutatakse elemendi keemilise märgi või aine keemilise valemite ette (ja mis näitab vastavalt kas aatomite või molekulide arvu), nimetatakse koefitsiendiks. Koefitsiendid on kehtivad kogu molekuli kohta.

Indekseid ja koefitsiente ei tohi üksteisega segi ajada. Indeks tähistab vastava elemendi aatomite arvu molekulis, koefitsient aga molekulide üldarvu.

Kordamisküsimusi.

1. Mida näitab keemiline valem?
2. Kirjutage hapniku molekulivalem.
3. Mida nimetatakse indeksiks?
4. Selgitage aine molekulkaalu mõistet.
5. Kuidas arvutatakse aine molekulkaalu?
6. Seletage järgmiste avaldiste sisu: 5H ; 5H_2 ; 4S ; 2Fe ; 3CO_2 ; $4\text{H}_2\text{O}$; 7FeS ; 2O ; 2O_2 .
7. Millised allpool esitatud ühendifest on rauarikamad:
 - a) väävelraud (FeS) või püriit (FeS_2), b) punane rauamaak (Fe_2O_3) või magnetiit (Fe_3O_4)?
8. Mis tähendab HgO ?
9. Seletage koefitsiendi mõistet.
10. Mille poolest erinevad indeksid koefitsientidest?
11. Leidke järgmiste ainete molekulkaalud: a) süsihappegaas (CO_2), b) kaltsiumoksiid (CaO), c) naatriumhüdroksiid (NaOH).
12. Leidke aatomite üldarv ja molekulkaal tabelis esitatud ainete ühes molekulis.

Aine nimetus	Keemiline valem	Aatomite üldarv molekulis	Molekulkaal
Lämmastikhape	HNO_3		
Väävelhape	H_2SO_4		
Sooda	Na_2CO_3		
Fosforhape	H_3PO_4		
Keedusool	NaCl		

13. Missugustest aatomitest koosneb aspiriini ($\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$) molekul? Leidke aspiriini molekulkaal.
14. Kumb on raskem, kas hapniku või vee molekul?
15. Kas viis vee (H_2O) molekuli on ühest väävelhappe (H_2SO_4) molekulist kergemad või raskemad?

§ 11. Aine koostise püsivuse seadus.

Poolteist sajandit tagasi püüdsid paljude maade teadlased lahendada küsimusi: kas keemilised elemendid ühinevad üksteisega igasuguses kaaluvahekorras ja kas keemilistel ühenditel on püsiv koostis või mitte? Selgitame seda järgmiste näidetega.

Väävelraua tekkimisel ühineb 7 kaaluosa rauda 4 kaaluosa väävliga, kusjuures moodustub 11 kaaluosa väävelrauda. Kui võtame 8 kaaluosa rauda ja 4 kaaluosa väävlit, siis ühinemis-

reaktsioonil moodustub ikkagi 11 kaaluosa väävelrauda, 1 kaaluosa rauda aga jääb muutumatuks, s. t. ei astu ühinemisreaktsiooni. Järelikult raud ja väävel ühinevad alati kindlas kaaluvahekorras. Väävelraudas on raua ja väävli kaaluline suhe alati 7 : 4.

Lagunemisreaktsioonil moodustuvad ained samuti kindlas kaaluvahekorras. Näiteks elavhõbeoksiidi lagundamisel saadakse 25 kaaluosa elavhõbeda kohta alati 2 kaaluosa hapnikku. Seega elavhõbeoksiidis on elavhõbeda ja hapniku kaaluvahekord 25 : 2.

Nende näidete põhjal võime järeldada:

1) keemilised elemendid ühinevad omavahel kindlas kaaluvahekorras;

2) igal keemilisel ühendil on püsiv kaaluline koostis.

Nendele järeldustele tuli esmakordselt XVIII sajandi keskel M. Lomonossov. Ta kirjutas, et ühe ja sama liitaine molekulid on kõik ühesuguse koostisega. Hiljem analüüsis prantsuse teadlane Proust (loe: prust) paljusid keemilisi ühendeid ja väitis: «... Loodus andis keemilistele ühenditele kindla, püsiva koostise... ei ole erinevusi lõuna- ja põhjapoolkera raudoksiidi vahel, Jaapani kinaveri koostis on täpselt sama mis Hispaania kinaverilgi, hõbekloriid on täpselt samasugune, olgu ta pärit Perust või Siberist; kogu maailmas on ainult üks keedusool, üks salpeeter...» Katsete põhjal avastas Proust 1799. a. aine koostise püsivuse seaduse, mille me sõnastame järgmiselt:

igal ainel on püsiv koostis, sõltumata aine saamisviisist.

Seega koosneb iga aine alati ühtedest ning samadest keemilistest elementidest, mis on omavahel ühinenud täiesti kindlas kaaluvahekorras.

Molekulaar-atomistlik teooria seletab aine koostise püsivuse seadust järgmiselt: molekuli aatomiline koostis on alati püsiv, samuti on püsiv aatomite kaal; järelikult on püsiv ka aatomite kaaluline suhe molekulis. Kui aine molekuli koostis on püsiv, siis on ainel ainult üks keemiline valem. Näiteks vee valem on H_2O , s. t. vee molekul koosneb alati kahest vesiniku ja ühest hapniku aatomist.

Teades aine keemilist valemit, saame arvutada, millistes kaalulistes suhetes on elemendid ühendi molekulis.

Leiame elementide kaalulise suhte väävelraudas.

Väävelraua keemiline valem — FeS ,

raua (Fe) aatomkaal — 56,

väävli (S) aatomkaal — 32,

raua ja väävli kaaluline suhe väävelraua molekulis on 56 : 32 ehk 7 : 4.

Seega väävelraudas on elementide kaaluline suhe järgmine: 7 kaaluosa raua kohta on 4 kaaluosa väävlit. Eespoolsest arutlust saab selgeks, mispärast raua ja väävli ühinemise reaktsioonil võtsime 7 g raua ja 4 g väävlit (või 3,5 g raua ja 2 g väävlit).

Kordamisküsimusi.

1. Sõnastage aine koostise püsivuse seadus.
2. Selgitage aine koostise püsivuse seaduse sisu.
3. Kes avastas aine koostise püsivuse seaduse?
4. Kuidas seletada molekulaar-atomistliku teooria abil aine koostise püsivuse seadust?
5. Väävelraua valmistamiseks võeti 14 g rauda. Kui palju tuleb võtta väävlit?
6. Rauda ja väävli ühinemise reaktsioonil tekkis 22 g väävelrauda ja 3 g rauda jäi reageerimata. Kui palju võeti katseks rauda ja väävlit?
7. Kui palju tekib väävelrauda, lähtudes kahest kaaluosast väävlist ja kaheksast kaaluosast rauast?

§ 12. Keemilise ühendi protsendilise koostise arvutamine.

Teades ühendi keemilist valemit ja ühendisse kuuluvate keemiliste elementide aatomkaalusid, võime arvutada iga sellesse keemilisse ühendisse kuuluva elemendi protsendilise sisalduse.

Ülesanne.

Leida vaskoksiidi protsendiline koostis (s. t. mitu % vaske ja mitu % hapnikku sisaldab vaskoksiid).

Lahendus.

1) Vaskoksiid koosneb ühesugustest vaskoksiidi molekulidest valemiga CuO .

2) Leiame vaskoksiidi molekulaalu süsinikuühikutes.

Selleks leiame aatomkaalude tabelist:

vase (Cu) aatomkaal — 64,

hapniku (O) aatomkaal — 16.

Teatavasti molekulaal võrdub aatomkaalude summaga, seega $M_{\text{CuO}} = 64 + 16 = 80$.

3) Nagu arvutusest näeme, sisaldub 80 kaaluühikus vaskoksiidis 64 kaaluühikut vaske. Leiame, mitu protsenti moodustab 64 kaaluühikut vaske 80 kaaluühikust vaskoksiidist.

Selleks väljendame suhte $\frac{64}{80}$ protsentides:

$$\frac{64}{80} = 0,8 = 80\%.$$

Järelikult on vaskoksiidis hapnikku $100\% - 80\% = 20\%$.

Vastus. Vaskoksiid sisaldab 80% vaske ja 20% hapnikku.

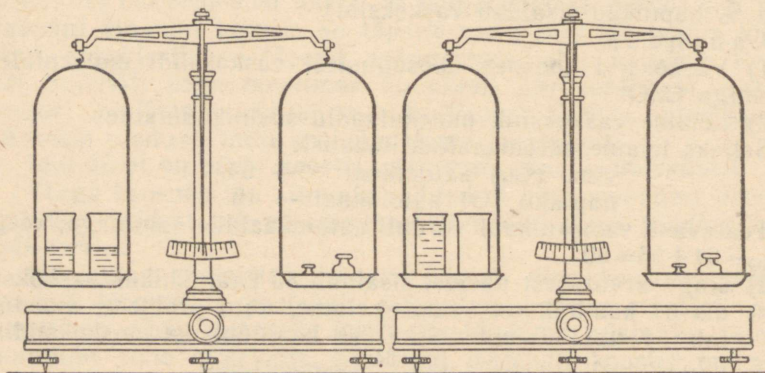
Kordamisküsimusi.

1. Arvutage elavhõbeoksiidi (HgO) protsendiline koostis.
2. Arvutage raua ja hapniku protsendiline sisaldus punases rauamaagis, mille valem on Fe_2O_3 .
3. Mitu protsenti väävlit on väävelrauas?
4. Milline on raua protsendiline sisaldus järgnevates ainetes:
a) raudoksiid (FeO), b) punane rauamaak (Fe_2O_3), c) magnetiit (Fe_3O_4), d) püriit (FeS_2).
5. Arvutage vase protsendiline sisaldus vasklāigus (Cu_2S) ja malahhiidis ($\text{Cu}_2\text{CH}_2\text{O}_5$).
6. Arvutage keedusoola (NaCl) protsendiline koostis.

§ 13. Aine massi jäävuse seadus.

Keemilistel reaktsioonidel ainete molekulid lagunevad, kusjuures tekivad uute ainete molekulid. Tekib küsimus, kas ainete kaal seejuures muutub. Igapäevasest elust huvitavad meid näiteks niisugused küsimused: 1) kui põletada ära ahjutäis puitu, kas tuha ja eraldunud gaaside kaal on väiksem või suurem puidu kaalust? 2) kas rauatükk roostetamisel muutub raskemaks või kergemaks? Selliseid küsimusi esitab elu meile igal sammul.

Katse 1. Võtame ühte keeduklaasi baariumkloriidi lahust ja teise sooda lahust. Mõlemad lahused on läbipaistvad ja värvusetad. Asetame mõlemad keeduklaasid tehniliste kaalude vasakule kaalukausile, paremale kaalukausile paneme aga nii palju kaaluvihhte, et kaalud oleksid tasakaalus (joonis 35).

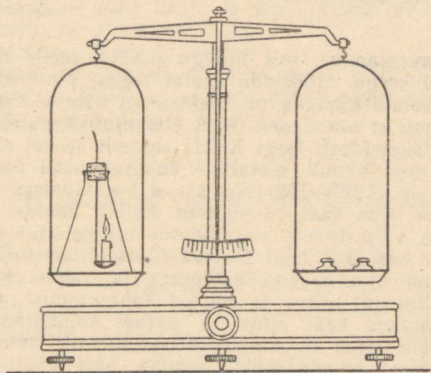


Joonis 35. Aine massi jäävuse seaduse kontrollimine.

Järgnevalt võtame keeduklaasid kaalult ja valame sooda lahuse baariumkloriidi lahusesse. Kokkuvalamisel moodustub valge sade, mis osutab keemilise reaktsiooni kulgemisele (vt. lk. 24, keemilise reaktsiooni tunnused). Nüüd paneme mõlemad keeduklaasid uuesti kaalukausile. Näeme, et kaalud on tasakaalus.

Füüsikast teame, et maakera antud kohas on võrdse massiga kehade kaalud võrdsed. Seega järeldame katsest, et ainete mass keemilise reaktsiooni käigus ei muutunud.

Katse 2. Suleme kolvi korgiga, mille külge traadi abil on kinnitatud küünal (joonis 36). Asetame kolvi vasakule kaalukausile, paremale aga paneme nii palju kaaluvihete, et kaalud oleksid tasakaalus. Siis eemaldame korgi, süütame küünla ja suleme kolvi kiiresti jälle korgiga. Küünal põleb mõni aeg ja kustub siis. Seejuures aga näeme, et kogu katse vältel on kaalud tasakaalus.



Joonis 36. Küünla põlemisel kinnises kolvis on kaalud tasakaalus.

Katse 3. Paneme katseklaasis olevasse vasksulfaadi lahusesse puhasfatud raudnaela ja soojendame. Võttes raudnaela lahusest välja, märkame, et ta on kaetud vasekihiga. Lahuse sinine värvus muutus aga raudsulfaadi tekke tõttu rohekaks. Molekulaar-atomistliku teooria seisukohalt tõlgendame seda katset järgmiselt:

Reaktsiooni lähteained ja nende kaal süsinikuühikutes			Reaktsiooni saadused ja nende kaal süsinikuühikutes		
Fe raud 56	ja	CuSO ₄ vasksulfaat 64+32+64	Cu vask 64	ja	FeSO ₄ raudsulfaat 56+32+64
216			216		

Nende katsete alusel järeldame, et reaktsiooni astuvate ainete mass on võrdne reaktsiooni saaduste massiga.

Õpetlased on sooritanud väga palju katseid, et selgitada keemilisse reaktsiooni astuvate ainete ja reaktsiooni saaduste kaaluvahekorda. Kõikide katsete puhul on reageerivate ainete mass võrdne reaktsioonil moodustunud ainete massiga. Mitte ühegi katse puhul ei ole ilmnenu, et lähteainete mass oleks suurem kui reaktsiooni saadustel või vastupidi. Kõik need katsed kinnitavad aine massi jäävuse seadust, mis sõnastatakse järgmiselt:

reageerivate ainete mass võrdub reaktsioonil tekkinud ainete massiga.

Selle seaduse avastamine, mis praegu tundub meile nii lihtsana ja arusaadavana, ei olnud kerge. Mõnisada aastat tagasi puudusid teadlastel täpsed kaalud ja nad ei saanud kaaluda nii reaktsiooni astuvaid aineid kui ka reaktsiooni saadusi. Samuti ei olnud neil õiget ettekujutust paljude ainete olemusest ja keemilistest reaktsioonidest. Isegi XVIII sajandi keskel ei osatud anda õiget seletust nähtusele, mis toimub metallide kuumutamisel õhus. Tuntud inglise teadlane Robert Boyle (1627—1691) arvas, et kui kinnises anum as kuumutada metalle, siis saadava aine kaal on suurem metalli kaalust sellepärast, et läbi anuma sein tungib väljastpoolt metallidesse eriline «tuleaine».

M. Lomonossov otsustas neid Boyle'i katseid kontrollida. Ta kuumutas metalle kinnijoodetud klaasnõudes, kusjuures ta kaalus kinnijoodetud klaasnõusid (koos metallidega) enne ja pärast kuumutamist, neid avamata. Seejuures selgus, et anuma kaal enne ja pärast kuumutamist oli ühesugune. Kaaludes aga metalli enne kuumutamist ja metalli kuumutamisel tekkinud ainet, selgus, et pärast kuumutamist muutus aine kaal raskemaks. Kuidas sellest aru saada? Seletus on järgmine: kui metalli kuumutada kinnises anum, siis ühineb ta anum as oleva õhuhapnikuga ja muutub raskemaks; selle võrra jääb aga kinnises anum as oleva õhu kaal väiksemaks. Nendest katsetest järeldas Lomonossov, et nii palju, kui tekkinud ainete kaal muutus raskemaks, niisama palju õhku ühines metalliga. Lomonossov näitas, et Boyle'i arvamus oli ekslik. Ta tõestas: «Kõik looduses toimuvad muutused on seda laadi, et kui ühest kehast midagi ära läheb, siis lisandub niisama palju teisele kehale.»

M. Lomonossov nimetas seda seadust üldiseks looduse seaduseks ja tõestas 1756. aastal paljude katsete varal selle kehtivuse. Prantsuse teadlane A. Lavoisier (loe: lavuazjee) tegi samuti palju katseid mitmesuguste ainetega. Kaaludes enne ja pärast katset aineid, tuli ta 1774. a., s. o. ligi 20 a. hiljem kui Lomonossov, järeldusele, et looduses ainet ei teki ega hävi, vaid lähteainete kaal võrdub alati reaktsiooni saaduste kaaluga. Lavoisier' tööd kinnitasid veelgi Lomonossovi poolt avastatud seaduse õigsust.

Molekulaar-atomistlik teooria seletab aine massi jäävuse seadust järgmiselt. Keemilisel reaktsioonil toimub reageerivate ainete molekulides (lähteainetes) aatomite ümberpaiknemine, mille tagajärjel tekivad uute ainete molekulid (reaktsiooni saadused). Aatomite arv jääb sellisel ümberpaiknemisel muutumatuks. Samuti ei muutu ka ühegi aatomi mass. Järelikult kõikide aatomite masside summa jääb samasuguseks kui enne reaktsiooni.

Aine massi jäävuse seadus on üks looduse põhiseadusi. See seadus tõestab, et mistahes aine saamiseks peab olema ikka mingi

lähteaine. Eimillestki ained ei teki. Aine massi jäävuse seadus lükkab ümber piibli õpetuse, nagu oleks jumal loonud maailma.

Aine massi jäävuse seadusel on suur praktiline tähtsus meie igapäevases elus. Näiteks saame keemiatööstuses lähteainete koguse järgi otsustada reaktsiooni seaduste hulga üle. Me võime keemilisi reaktsioone juhtida nii, et tekiks soovitud ained ja et kaod oleksid väikesed.

Kordamisküsimusi.

1. Missugune erinevus on keha kaalu ja massi vahel? (Korrake VI kl. füüsika-õpikust keha kaalu ja massi mõistet.)
2. Sõnastage aine massi jäävuse seadus.
3. Kirjeldage katseid, mis kinnitavad aine massi jäävuse seadust.
4. Seletage aine massi jäävuse seadust molekulaar-atomistliku teooria abil.
5. Kes avastas aine massi jäävuse seaduse?

§ 14. Mihhail Vassiljevits Lomonossov.

Mihhail Vassiljevits Lomonossov sündis 1711. a. Mišaninskaja külas Arhangelski linna lähedal. Tema vanemad tegelesid kalapüügiga. Kliimatingimused kauges põhjas — Põhja-Jäämere ääres — on karmid, kuid inimesed, kes sinna olid elama asunud, kujunesid tugevaiks ja tahtejõulisteks.

19-aastaselt lahkus M. Lomonossov kodunt ja läks koos kalavooriga Moskvasse, kus ta hakkas õppima Slaavi-Kreeka-Ladina Akadeemias. Lomonossov omandas nelja aasta vältel akadeemia seitsme klassi õppekava. Andeka ja teadmishimulise õpilasena suunati Lomonossov koos 12 parima lõpetajaga edasi õppima Peterburi Teaduste Akadeemiasse.

1736. a. suunati Lomonossov välismaale oma teadmisi täiendama metallurgias ja keemias. Lomonossov õppis Saksa maal paljude nimekate teadlaste juures. Pärast Venemaale tagasijõudmist hakkas ta tööle Peterburi Teaduste Akadeemias. Maailmakuulsa matemaatiku



M. V. Lomonossov (1711—1765).

Euleri toetusel võitles ta endale kätte keemiaprofessori koha. Nõnda sai siis Venemaa esimese vene rahva seast võrsunud keemiaprofessori.

Varakult, juba 54-ndal eluaastal, tabas Lomonossovit surm. Kuid kogu ta elutöö on jätnud sügavad ning kustumatud jäljed vene kultuuri ajalukku.

Lomonossovi kitsam eriala oli keemia. «Kaugele sirutab keemia oma käed inimeste üritustesse,» ütles M. Lomonossov. Keemiale pühendas ta ka ühe oma esimesi avalikke loenguid; see oli ühtlasi esimesi Venemaal. Esimene keemialaboratoorium Venemaal asutati samuti Lomonossovi algatusel. Selles laboratooriumis pani Lomonossov aluse õigele uurimisele, niisugusele uurimisviisile, kus mitte ainult ei kirjeldatud väliselt keemilisi nähtusi, vaid asuti ainehulkade kaalumisele enne ja pärast katset. Nende katsete alusel ta avastaski aine massi jäävuse seaduse. Niisiis avastati kaalude abil üks tähtsamaid looduseadusi. 1741. a. kirjutas Lomonossov raamatu «Matemaatilise keemia elemendid». Selles teoses avaldas Lomonossov õpetuse aine ehitusest. Ta seletas siin ära aatomi, molekuli ja keemilise elemendi mõiste ning näitas, et koostise poolest võib aineid jaotada liht- ja lihtaineteks. Looduses toimuvaid nähtusi seletas ta aatomite ja molekulide liikumisega.

Lomonossov võitles väsimatult teaduse ja hariduse levitamise eest Venemaal. Tema algatusel ja tungival nõudmisel loodi Moskvast 1755. a. esimene ülikool Venemaal, mis nüüd kannab Lomonossovi nime.

Lomonossov tegeles ka keemia praktilise rakendamisega töötuses. Kuulsad on näiteks tema tööd värviliste klaaside valmistamise alal, kus ta pärast pikaajalisi laboratoorseid katsetusi kandis töö üle tema enda poolt organiseeritud klaasivabrikusse. Väga tähelepanuväärsed on tema uurimised rubiinklaasi valmistamise alal. Edukalt aitas ta lahendada küsimusi, kuidas toota portselani kodumaise tooraine baasil. Lomonossov uuris ka mitmesuguseid maake ning kirjutas esimese käsiraamatu metallurgia ja mäeasjanduse alalt.

Lomonossov oli silmapaistev poeet ning teoreetik kirjanduse ja vene keele alal. Ta oli samal ajal ka filosoof. Uurides looduses toimuvaid nähtusi, sai Lomonossov aru kiriku ja pappide rahvast pimestavast tegevusest. Ta võitles usu ja kiriku vastu ning sattus seepärast kiriku- ja riigivõimu tagakiusamise alla. Lomonossov väitis, et teadus valgustab rahvahulki, usulised õpetused aga püüavad rahva mõistust pimestada.

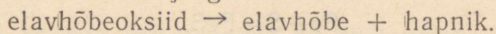
Lomonossovi huvid olid mitmekülgsed. Tal on suurepäraseid saavutusi paljudel aladel — tehnikas, loodusteaduses, keeleteaduses ja poeesias. Inimkonna ajaloos ei leidu palju niisuguseid isikuid, keda võiksime kõrvutada Lomonossoviga, tema mitmepalgelise meisterlikkusega.

Lomonossov oli Vene, Rootsi ja Bologna Teaduste Akadeemia liige.

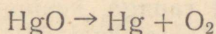
Suur vene teadlane M. Lomonossov ennetas teisi teadlasi põhiliste loodusseaduste avastamisel. Ta on teadusliku keemia rajaja.

§ 15. Keemilised võrrandid.

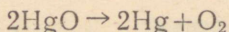
Keemiliste märkidega tähistatakse elemente ja valemitega aineid. Tutvudes elavhõbeoksiidi lagunemise reaktsiooniga, märkisime selle lühidalt üles järgmiselt:



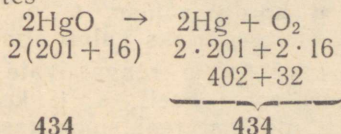
Seda lagunemisreaktsiooni võime väljendada ka keemiliste märkide ja valemite abil:



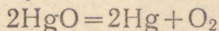
Aine massi jäävuse seaduse järgi peab reaktsioonist osavõtivate ainete (lähteainete) mass võrduma reaktsiooni saaduste massiga. Antud juhul peab siis elavhõbeda ja hapniku aatomite üldarv elavhõbeoksiidis ja tema lagunemise saadustes olema võrdne. Et massi jäävust ja aatomite võrdset hulka kajastaks ka antud lagunemisreaktsiooni skeem, peame elavhõbeoksiidi molekuli ette ja järelikult ka elavhõbeda keemilise märgi ette kirjutama koefitsiendi 2:



Leiame nüüd elavhõbeoksiidi ja reaktsioonil tekkinud ainete massi süsinikuühikutes:



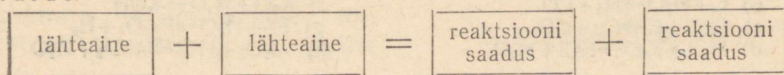
Toodud skeemis on nii lähteaine ja reaktsiooni saaduste massid kui ka aatomite arv võrdsed, seepärast võime elavhõbeoksiidi lagunemise reaktsiooni kirjutada võrrandina:



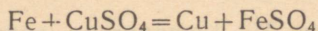
Keemiline võrrand on reaktsiooni lühike üleskirjutus keemiliste valemite ja märkide abil.

Keemiline võrrand koosneb kahest poolest: vasakust ja paremast. Vasakule poole kirjutatakse reaktsiooni lähteainete, paremale aga reaktsiooni saaduste valemid. Kui lähteaineid või reaktsiooni saadusi on üle ühe, asetatakse erinevate ainete valemite vahele plussmärk (+).

Näide:

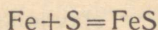


Raua ja vasksulfaadi vahelist reaktsiooni võime väljendada keemilise võrrandina



Keemiline võrrand näitab:

- 1) keemilise reaktsiooni tüüpi,
 - 2) millised ained astuvad reaktsiooni ja millised ained tekivad reaktsioonil,
 - 3) millised ainete kaalulised kogused reageerivad ja tekivad.
- Näiteks tähistab keemiline võrrand



- 1) ühinemisreaktsiooni,
- 2) väävli reageerimist rauaga, kusjuures tekib väävelraud.
- 3) 56 kaaluosa raua (aatomkaal 56) reageerimist 32 kaaluosa väävliga (aatomkaal 32), kusjuures saadakse 88 kaaluosa väävelrauda (molekulkaal 88).

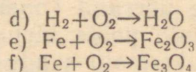
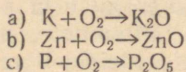
Arvutustes kasutatakse süsinikuühikute asemel tavaliselt teisi kaaluühikuid, näiteks grammi, kilogrammi või tonni. Teades reaktsioonivõrrandit ning reageerivate ainete aatom- ja molekulkaalusid, võime juba enne katset arvutada, millistes vahekordades peavad reageerima väävel ja raud, et kumbagi reaktsioonil üle ei jääks.

Võrrandist nähtub, et 56 grammi rauaga reageerib 32 grammi väävlit. Siis 8 korda väiksema koguse, s. o. 7 grammi rauaga reageerimiseks kulub 8 korda vähem, s. o. 4 grammi väävlit. 3,5 grammi rauaga reageerimiseks kulub aga 2 grammi väävlit.

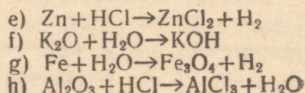
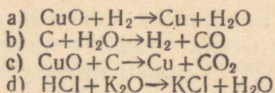
Keemiatööstuses arvutatakse reageerivate ainete hulgad ja vahekorrad alati enne teoreetiliselt, s. t. keemiliste võrrandite abil, ning alles siis teostatakse reaktsioon vastavais seadmeis.

Kordamisküsimusi.

1. Mida väljendab keemiline võrrand?
2. Missuguse seaduse alusel koostatakse keemilised võrrandid?
3. Kuidas leitakse koefitsiente?
4. Leidke koefitsiendid järgmistes keemilistes võrrandites:



5. Leidke koefitsiendid järgmistes keemilistes võrrandites:



III peatükk.

HAPNIK. ÕHK.

Tutvunud keemia põhimõistete ja tähtsamate seaduspärasustega, asume nüüd vaatlema üksikuid keemilisi elemente ja nende ühendeid.

Esmalt tutvume looduses kõige enam levinud elemendi — hapnikuga.

Hapnik — *Oxygenium*.

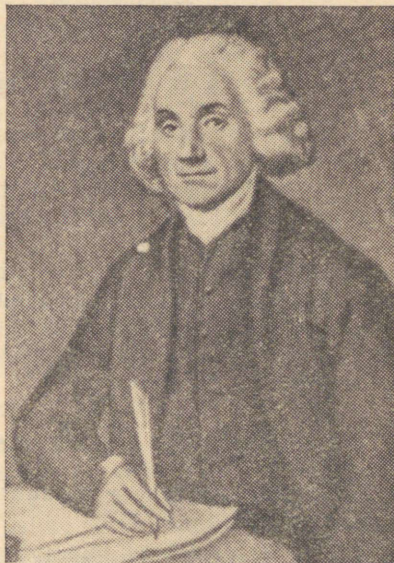
Keemiline märk — O; aatomkaal — 16.

Molekulivalem — O₂; molekulkaal — 32.

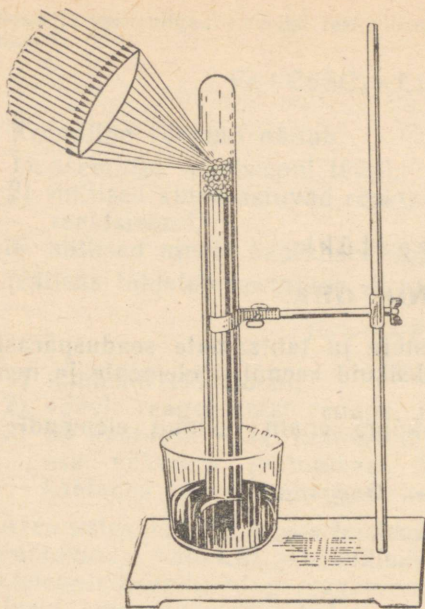
§ 1. Hapniku avastamine.

Juba VIII sajandist pärinevates hiina käsikirjades mainitakse, et hapnik kuulub õhu koostisse. XV sajandil selgitas tuntud itaalia teadlane Leonardo da Vinci (loe: vintši), et õhk on kahe gaasi segu, kusjuures üks nendest gaasidest, s. t. hapnik, soodustab põlemist ja hingamist. 1756. a. tõestas Lomonosov, et kui kinnises anumaskuumutada metalli, siis ainult osa õhust ühineb metalliga.

Puhast hapnikku valmistas esmakordselt 1770. a. rootsi apteeker Karl Scheele, kes nimetas hapnikku selle põlemist soodustava toime tõttu «tuliõhuks». Scheele avaldas aga oma tulemused trükis alles 1777. aastal. Umbes samal ajal (1774. a.), teadmata midagi Scheele tödest, avastas hapniku ka inglise



J. Priestley (1733—1804)



Joonis 37. Priestley katse (hapniku saamine).

teadlane John Priestley (loe: priistli). Priestley valmistas hapnikku, uuris tema omadusi ja avaldas oma katse tulemused trükis varem kui Scheele, mis pärast peetaksegi hapniku avastajaks Priestley't.

Priestley valmistas hapnikku järgmiselt. Ta võttis elavhõbedaga täidetud katseklaasi veidi elavhõbeoksiidi (elavhõbeoksiidi erikaal on elavhõbeda erikaalust väiksem, seepärast tõuseb elavhõbeoksiid elavhõbeda pinnale) ja juhtis sellele läbi suurendusklaasi päikesevalgust (joonis 37). Kui elavhõbeoksiid on suurendusklaasi fookuses, siis laguneb ta soojuse mõjul elavhõbedaks ja hapnikuks, viimane tõrjub aga elavhõbedat katseklaasist välja. Priestley arvas, et elavhõbeoksiidi lagunemisel tekkis õhk. Küünel aga põles selles «õhus» paremini kui tavalises õhus, samuti elasid ka hiired seal kauem kui niisama suure hariliku õhu kogusega. Priestley hingas ka ise seda «eluõhku».

§ 2. Hapniku füüsikalised omadused.

Hapnik on värvusetu, lõhnatu ja maitsetu gaas. Ta on õhust veidi raskem, mistõttu teda võib valada ühest nõust teise nagu vedelikku. Normaalsetes tingimustes kaalub 1 liiter hapnikku 1,43 g, kuna 1 liiter õhku kaalub ligikaudu 1,3 g. Temperatuuril -183°C muutub hapnik hästi voolavaks sinakaks vedelikuks, mis temperatuuril -219°C tardub kahvatusiniseks lumetaoliseks massiks. Hapnik lahustub vees, kuigi vähesel määral. 100 ruumalas vees lahustub temperatuuril 0° umbes 5 ruumala ja temperatuuril 20° umbes 3 ruumala hapnikku. Kalad kasutavad hingamiseks vees lahustunud hapnikku.

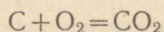
§ 3. Hapniku keemilised omadused.

Hapniku keemiliste omadustega tutvumiseks sooritame järgmised katsed.

Katse 1. Hapniku kindlakstegemine. Hapniku olemasolu kindlakstegemiseks viime anumasse hõõguva pirru. Kui pird heledasti põlema hakkab, on purgis hapnik.

Katse 2. Sõe põlemine hapnikus. Võtame metall-lusikasse tüki-kese sütt ja kuumutame seda põleti leegis niikaua, kuni süsi hakkab hõõguma. Siis eemaldame lusika leegist ja jälgime sütt. Näeme, et õhus ta ainult hõõgub, mõne aja pärast hõõgumine lakkab ja süsi kustub. Kuumutame nüüd uuesti sütt põleti leegis ja viime ta siis hapnikuga täidetud purki. Näeme, et süsi põleb hapnikus väga energiliselt. Kui süsi kustub, viime hapniku olemasolu kindlakstegemiseks purki hõõguva pirru. Pirru kustumine näitab, et hapniku asemel on tekkinud teine aine, mis ei soodusta põlemist. Et selgitada, mis aine tekkis soe põlemisel hapnikus, kallame purki selget lubjavett. Lahus muutub häguseks. Lubjavesi muutub aga häguseks süsihappegaasi toimetel. Järelikult tekib soe põlemisel hapnikus süsihappegaas ehk süsinikdioksiid.

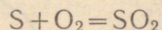
Soe põlemisel toimub keemiline reaktsioon süsiniku ja hapniku vahel: süsiniku aatomid ühinevad hapniku aatomitega, moodustades süsihappegaasi molekule. Süsihappegaasi valem on CO_2 . Põlemisreaktsiooni võime keemilise võrrandi kujul kirjutada järgmiselt:



Soe põlemisel eraldub valgust ja soojust.

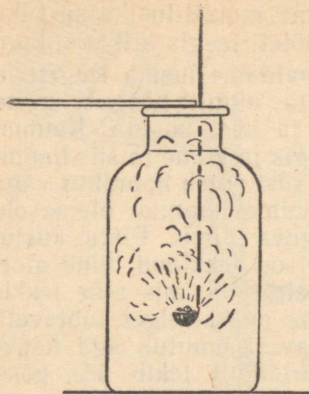
Katse 3. Väavli põlemine hapnikus. Võtame metall-lusikasse veidi väavlit ja kuumutame seda põleti leegis kuni süttimiseni. Eemaldame lusika leegist ja jälgime väavli põlemist õhus. Väavel põleb nõrga kahvatusinise leegiga. Viime põleva väavli hapnikuga täidetud purki; väavel põleb seal ereda sinakasilla leegiga. Väavli põlemisel õhus ja hapnikus tekib terava lõhnaga gaas — vääveldioksiid (väävliisgaas). Vääveldioksiid on mürgine, ta mõjub ärritavalt silmadele ja hingamisorganite limanahkadele, kutsudes esile kõha.

Vääveldioksiidi keemiline valem on SO_2 . Väavli põlemisel toimub väavli ja hapniku aatomite vahel ühinemisreaktsioon, kusjuures moodustuvad vääveldioksiidi molekulid:



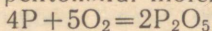
Väavli põlemisel eraldub soojust ja valgust.

Katse 4. Fosfori põlemine hapnikus. Võtame metall-lusikasse tüki-kese punast fosforit ja süütame selle põleti leegis. Õhus põleb fosfor valge leegiga. Viime põleva fosfori hapnikuga täidetud purki. Fosfor põleb hapnikus pimestava leegiga, moodustades valge suitsutaolise aine, mis sadestub anuma seintele (joonis 38). Seda valget tahket ainet nimetatakse difosforpentoksiidiks. Difosforpentoksiidi keemilist koostist iseloomustab valem P_2O_5 .



Joonis 38. Fosfori põlemine hapnikus.

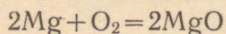
Fosfori põlemisel hapnikus või õhus toimub fosfori ja hapniku aatomite vahel ühinemisreaktsioon, kusjuures moodustub difosforpentoksiidi molekul:



Fosfori põlemisel eraldub palju soojust ja valgust.

Katse 5. Magneesiumi põlemine hapnikus. Võtame tiiglitangide vahele tükikese magneesiumilinti ja süütame selle põleti leegis. Viime põleva magneesiumilindi kiiresti hapnikuga täidetud purki. Magneesium põleb hapnikus pimestavalt valge leegiga. Seejuures moodustub valge pulber — magneesiumoksiid. Magneesiumoksiidi keemiline valem on MgO .

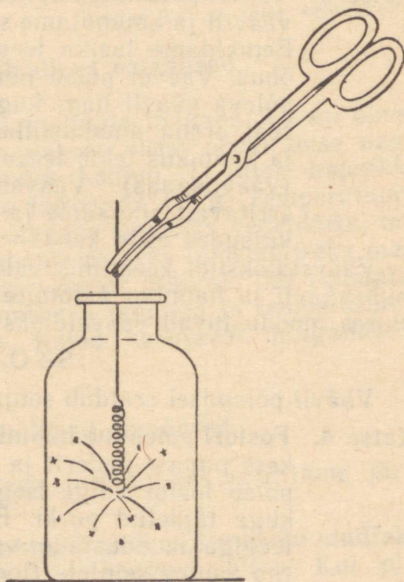
Magneesiumi põlemisel hapnikus toimub magneesiumi ja hapniku aatomite vahel ühinemisreaktsioon:



Reaktsioonil eraldub palju soojust ja valgust.

Katse 6. Rauda põlemine hapnikus. Hapnikus võivad põleda ka niisugused ained, mis meie igapäevase elu kogemuste põhjal on mittepõlevad, näiteks raud.

Katseks võtame peenest terastraadist valmistatud spiraali (võib kasutada ka kirjutussulge). Spiraali otsa kinnitame tuleliku või korgitükikese. Võtame traadi tiiglitangide vahele ja süütame tiku. Kui tikk põlemisel hakkab juba soojendama terastraati, viime traadi hapnikuga täidetud anumasse. Hapnikus põ-



Joonis 39. Terastraadi põlemine hapnikus.

lemisel kuumendab tikkterastraati niivõrd, et see süttib põlema. Terastraat põleb heledalt sädemeid pildudes (joonis 39), kusjuures moodustub tagi — raua oksiidide segu, mille keemilist koostist iseloomustab valem Fe_3O_4 .

Raua põlemisel hapnikus kulgeb raua ja hapniku aatomite vahel ühinemisreaktsioon. Põlemisreaktsioonil eraldub soojust ja valgust.

Nendest katsetest järeldub, et hapniku kõige tähtsam omadus on soodustada põlemist. Ained põlevad hapnikus paremini kui õhus.

Kordamisküsimusi.

1. Millised on hapniku füüsikalised omadused?
2. Kuidas tõestada hapniku vähest lahustuvust vees?
3. Mis tähtsus on asjaolul, et hapnik lahustub vees?
4. Millist järeldame, et põlemisel reageerivad väävel, fosfor, raud jt. ained hapnikuga?
5. Kuidas võib kindlaks teha hapniku olemasolu mingis anum as või tema eraldumist keemilisel reaktsioonil?
6. Millisesse tüüpi kuuluvad reaktsioonid, mis toimuvad lihtainete põlemisel hapnikus?
7. Mispärast põlevad ained õhus aeglasemalt kui hapnikus?
8. Mispärast kustub hõõguv pird anum, kus põletati sütt või väävlit?
9. Arvutage väävli ja söe põlemisreaktsioonide võrrandite alusel, millises kaaluvahekorras reageerivad nimetatud ained hapnikuga.
10. Kirjutage fosfori ja raua põlemisreaktsiooni võrrandid.
11. Leidke hapniku protsendiline sisaldus: a) süsihappegaasis (CO_2), b) vääveldioksiidis (SO_2), c) magneesiumoksiidis (MgO), d) difosforpentoksiidis (P_2O_5).
12. Kümneliitrise mahuga anum on täidetud hapnikuga (normaaltingimustes). Arvutage hapniku kaal anum.

§ 4. Hapendumine ehk oksüdeerumine.

Põlemine. Hapniku keemiliste omadustega tutvumisel me nägime, et ainete põlemisel hapnikus eraldub soojust ja valgust. Põlemisel reageerivad ained hapnikuga, kusjuures moodustuvad uued ained.

Põlemisreaktsiooniks nimetatakse reaktsiooni, mille puhul eraldub soojust ja valgust.

Hapnikuga ühinemise reaktsiooni nimetatakse **hapendumiseks** ehk **oksüdeerumiseks**. Seega siis söe, väävli, fosfori jt. ainete ühinemisel hapnikuga toimusid hapendusreaktsioonid.

Katsetest nägime, et ained ühinevad hapnikuga väga energiliselt, see aga tõestab, et hapnik on tugev **hapendaja**. Hapendusreaktsioonil ühinevad keemilise elemendi aatomid hapniku aatomitega; seejuures moodustuvaid aineid nimetatakse oksiidideks ehk hapenditeks.

Liitaineid, mis koosnevad kahest elemendist, millest üks on hapnik, nimetatakse oksiidideks ehk hapenditeks.

Hingamine on organismides toimuv aeglane hapendusprotsess. Sellel protsessil vabanevat soojust kasutab organism kehatemperatuuri säilitamiseks. Hingamiseks vajab organism hapnikku; hapendusprotsessi saadustena eralduvad hingamisel süsihappegaas (CO_2) ja veeaur (H_2O).

Mädanemine ja kõdunemine. Hapniku ja mikroobide mõjul toimuv loomade ja taimede jäänuste mädanemisel ning kõdunemisel need jäänused hapenduvad, s. o. reageerivad hapnikuga. Niisugustel protsessidel eraldub soojust. Seepärast muutuvad niiskelt kokkupandud heinad seismisel soojaks, märg kivisüsi aga kuumeneb suurtes hunnikutes mõnikord niivõrd, et võib süttida.

Metallide roostetamine on samuti hapendusprotsess. Roostetamise tõttu kaotab inimkond määratuid metallikoguseid.

Kordamisküsimusi.

1. Selgitage põlemisreaktsiooni olenust.
2. Missugust reaktsiooni nimetatakse hapendusreaktsiooniks?
3. Kuidas nimetatakse hapendusreaktsiooni saadusi?
4. Selgitage oksiidide mõistet.

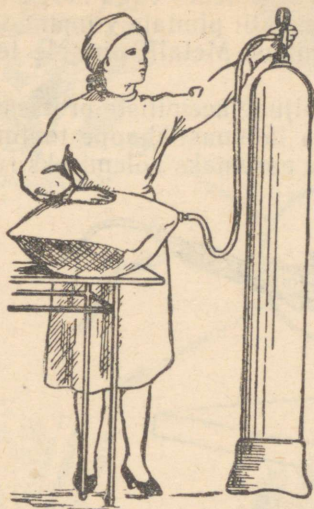
§ 5. Hapniku tähtsus ja kasutamine.

Hapnikul on suur tähtsus looduses toimuvates hapendusprotsessides. Ta võimaldab põlemist, hingamist ja kõdunemist. Loomade ja taimede elu hapnikuta on kujutlematu.

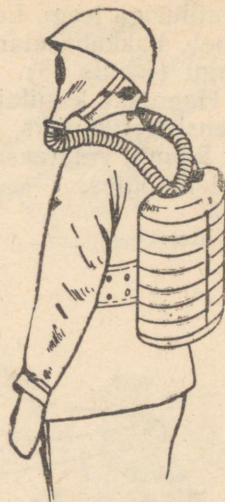
Tutvume hapniku kasutusalaodega.

Paljude südame- ja kopsuhaiguste, samuti gaasimürgituste puhul, kui hingamine on takistatud, antakse haigetele sissehingamiseks hapnikku või hapnikuga rikastatud õhku. Hapniku andmiseks kasutatakse tavaliselt kummist hapnikupatja (joonis 40). Tingimustes, kus ümbritsevas õhus puudub hingamiseks vajalik hapnik (näit. mõnikord kivisöökaevandustes), kasutatakse hapnikuaparaate või -maske. Hapnikuaparaate kasutavad ka päästemeeskonnad hapnikuvaeses või mürkaineid sisaldavas õhus töötamisel, tuletõrjujad, lendurid kõrglendudel ja mäeronijad (joonis 41). Juba 4000—5000 m kõrgusel on õhk niivõrd hõre, et hingamisel satub kopsudesse vähem hapnikku kui vaja, mispärast niisugustes tingimustes tuleb kasutada hapnikumaske.

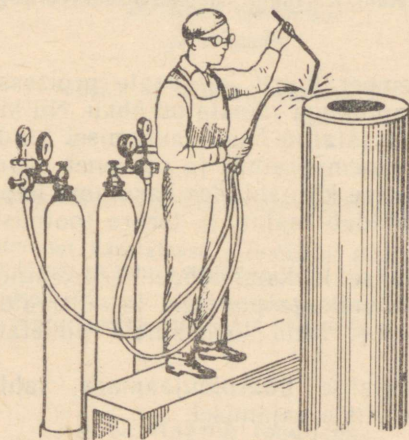
Katsetega tõestasime, et põlemine hapnikus toimub kiiresti ja energiliselt, kusjuures vabaneb palju soojust. Seda soojust kasutatakse tööstuses kõrgete temperatuuride saamiseks. Näiteks kõrge temperatuuriga leeki, mis on saadud atsetüleenil põletamisel hapnikus, kasutatakse metallide lõikamisel ja keevitamisel (joonis 42).



Joonis 40. Hapnikupadja täitmine.



Joonis 41. Pääste-meeskonna liige hapnikumaskis.

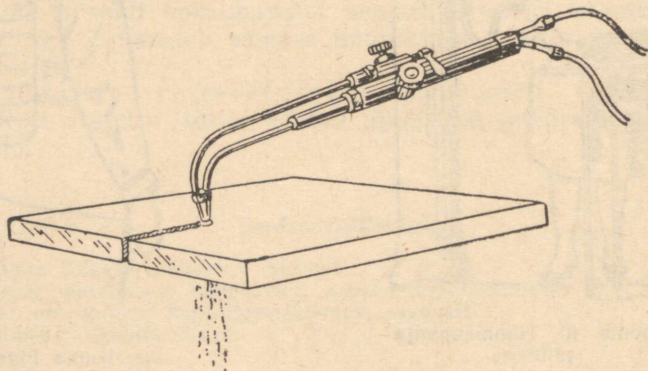


Joonis 42. Teraskeevitamine hapniku-atsetüleenileegiga.

Keevitamiseks vajalikku hapnikku ja atsetüleeni hoitakse teraspudelites — balloonides — rõhu all. Hapniku-atsetüleenileegi saamiseks kasutatakse põletit, mille sisetoru kaudu juhitakse põleva gaasi (atsetüleeni) leeki hapnikujuga. Mõlemad gaasid

segunevad põleti ava juures ja tekitavad põledes väga kõrge temperatuuriga leegi. Leegi suunamisel metalli pinnale viimane kuumeneb, hakkab sulama ja põleb hapnikus. Metalli pinnale tekib pragu (joonis 43).

Hapnikku kasutatakse tööstuses paljude keemiliste protsesside intensiivistamiseks, näiteks väävel- ja lämmastikhappe tootmisel jm. Samuti vajatakse hapnikku kütuse paremaks põlemiseks reaktiivlennukites.



Joonis 43. Metalli lõikamine hapniku-atsetüleenileegiga.

Paljude kõrge temperatuuril kulgevate protsesside kiirendamiseks kasutatakse hapnikuga rikastatud õhku. Nii kiireneb kütuse põlemine hapnikuga rikastatud õhu kasutamisel tunduvalt, saavutatakse kõrgem põlemistemperatuur ja suureneb seadmete tootlikkus. Üha enam hakatakse kõrgahjudes kasutama hapnikuga rikastatud õhku, mis võimaldab malmi ja terase tootmist suurendada 10—20% võrra.

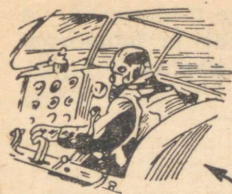
Hapnikku kasutatakse lõhkamistöodel. Lõhkeainete saamiseks immutatakse vedela hapnikuga poorseid ja süttivaid aineid (söepulber, tahm, turvas jt.). Neid lõhkeaineid nimetatakse oksülikviitideks.

Oksülikviite kasutatakse hüdrojõujaamade, lahtiste kaevanduste, raudteede ja ehitiste rajamisel.

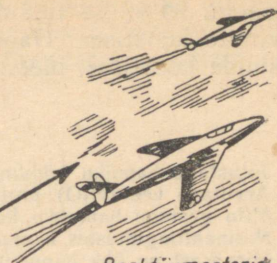
Kordamisküsimusi.

1. Missugusel hapniku omadusel põhineb hapniku kasutamine?
2. Jutustage hapniku kasutamisest arstiteaduses.
3. Kuidas kasutatakse hapnikku tööstuses?
4. Kuidas teostatakse keevitust ja metallide lõikamist?
5. Kuidas seletada, et klaasita petrooleumilamp «suitseb»?

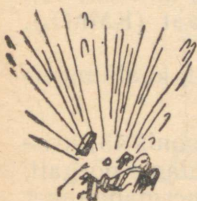
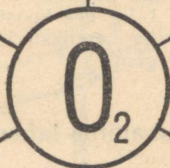
Hapnikupadi



Hapnikuaparaat



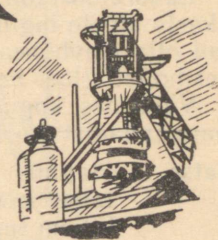
Reaktiivmootorid



Lõhkamistööd



Metallide keevitamine
ja lõikamine



Hapnikuga rikastatud
õhk (metallurgia)

Joonis 44. Hapniku kasutamine.

- Arvutada järgmiste ainete molekulkaalud: raudsulfiid, vesi, hapnik, vesinik ja süsihappegaas.
- Metallide keevitamisel kasutatakse atsetüleeni (C_2H_2). Leidke süsiniku ja vesiniku protsendiline sisaldus atsetüleenis.
- Kirjutage atsetüleeni (C_2H_2) põlemisreaktsiooni võrrand. Reaktsiooni saadustena tekivad süsihappegaas (CO_2) ja vesi (H_2O).

§ 6. Hapnik looduses.

Maakeral leiduvatest keemilistest elementidest on hapnik kõige levinum. Litosfääris (maakoos), hüdrofääris (vesikonnas) ja atmosfääris (õhkkonnas) leidub hapnikku kokku 49%. Õhus leidub hapnikku vabas olekus kaalu järgi 23% või mahuliselt 21%, s. t. pisut üle $\frac{1}{5}$ õhu ruumalast.

Seotult esineb hapnik vee koostises, kus hapnikusisaldus on peaaegu 90%. Samuti on hapnikku mitmesuguste mineraalide ja kivimite koostises. Hapnik kuulub kõikide taimede ja loomorganismide koostisse, moodustades suure osa nende kaalust.

Kordamisküsimusi.

1. Julustage hapniku leidumisest looduses.
2. Arvutage vee (H_2O) protsendiline koostis.
3. Mitu grammi hapnikku kuulub 1 kg vee koostisse?
4. Normaalingimustes kaalub 1 liiter hapnikku 1,43 g, 1 liiter õhku aga 1,3 g. Mispärast on õhk hapnikust kergem?

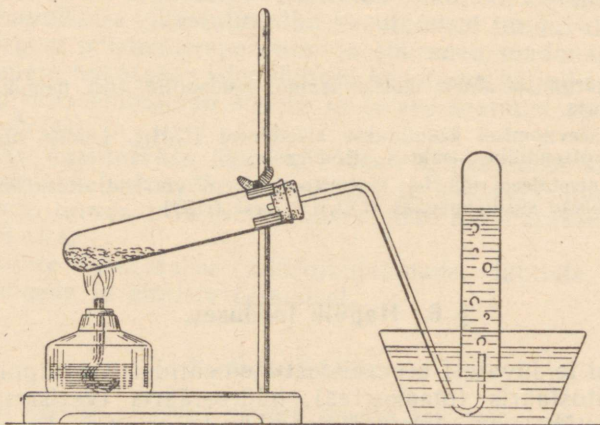
§ 7. Hapniku saamine laboratooriumis.

Laboratooriumides saadakse hapnikku mitmesuguste hapnikurikaste ainete lagundamisel soojuse toimetel. Sellisteks aineteks võivad olla elavhõbeoksiid (HgO), kaaliumpermanganaat ($KMnO_4$), Berthollet' (loe: bertolee) sool ($KClO_3$) jt.

Väikestes kogustes saadakse hapnikku tavaliselt kaaliumpermanganaadist või Berthollet' soolast.

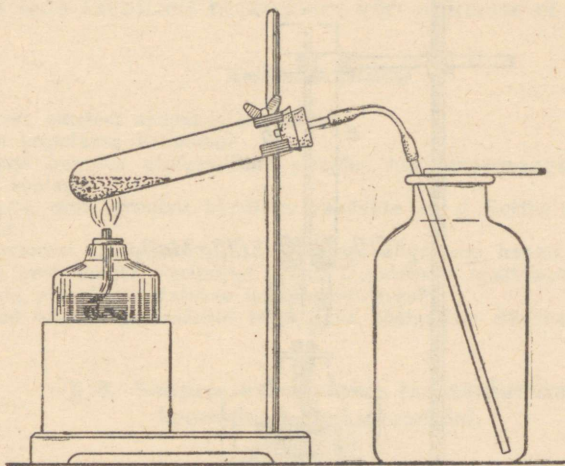
Katse 1. Hapniku saamiseks kuumutame seadmes (joonis 45) kristalset kaaliumpermanganaati. Algul soojendame nõrgalt, hiljem tugevamini. Soojuse toimetel kaaliumpermanganaat laguneb. Kui purk on hapnikku täis, võtame gaasijuhtetoru otsa veest välja ja lõpetame kuumutamise.

Kuidas tuleb hapnikuga täidetud purk veest välja võtta?
Kuidas kindlaks teha, et eralduv gaas on hapnik?



Joonis 45. Hapniku kogumine läbi vee.

Kuna hapnik on õhust raskem, võime teda koguda ka nii, nagu on näidatud joonisel 46. Et veenduda, kas õhk on anumast välja tõrjutud ja anum hapnikuga täitunud, lähendame anumale hõõguva pirru.

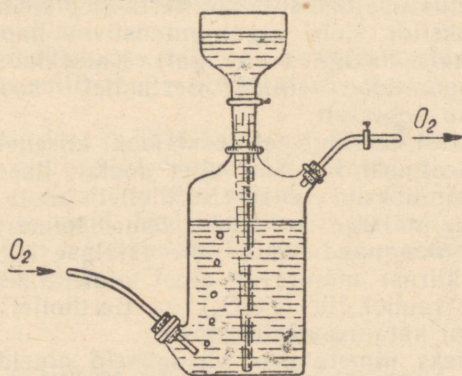


Joonis 46. Hapniku saamine ja kogumine.

Suurte hapnikuhulkade kogumiseks kasutatakse gasomeetrit (joonis 47).

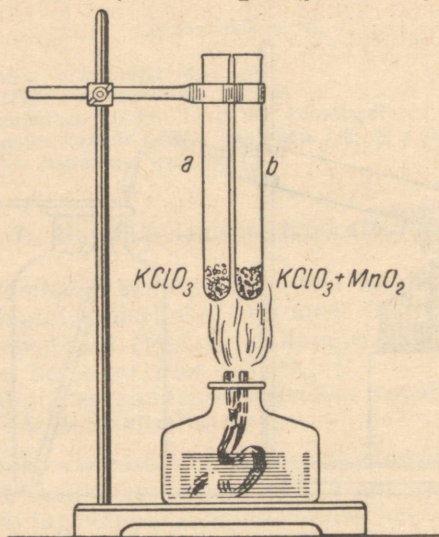
Hapnikku saadakse ka Berthollet' soola kuumutamisel. Tavalt laguneb puhas Berthollet' sool aeglaselt.

Märkus. Berthollet' soola tuleb käsitseda suure ettevaatusega, sest tema segu paljude ainetega, näiteks söe, väävli ja isegi paberitükkidega võib soojendamisel või hõorumisel põhjustada plahvatusi.



Joonis 47. Hapniku kogumine gasomeetrisse.

Katse 2. Võtame kaks täiesti kuiva ja puhast katseklaasi. Mõlemasse paneme veidi Berthollet' soola (kuni $0,5 \text{ cm}^3$). Kinnitame katseklaasid vertikaalselt statiivi külge ja soojendame neid põleti leegis (joonis 48). Soojendamisel



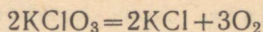
Joonis 48. Berthollet' soola kuumutamine.

Berthollet' sool algul sulab, edasisel soojendamisel hakkab nagu «keema», s. t. sulanud massist eralduvad hapnikumullid. Hapnikku eralduv aeglaselt. Katseklaasi asetatud hõõguv pird ei sütti. Järgnevalt lisame ühte katseklaasi, mis sisaldab sulanud Berthollet' soola, veidi mangaandioksiidi. Kohe algab intensiivne hapniku eraldumine (katse hõõguva pirruga). Katseklaasis aga, milles kuumutame ainult Berthollet' soola, eralduv hapnikku aeglaselt.

Nendest katsetest järeldub, et reaktsioon kiireneb ja toimub madalamal temperatuuril, kui Berthollet' soolale lisada mangaandioksiidi. Mangaandioksiid võtab Berthollet' soola lagunemisreaktsioonist osa, millega seletubki tema toime. Reaktsiooni lõpuks omandab mangaandioksiid jälle esialgse koostise. Niisugust reaktsiooni kiirust mõjutavat ainet nimetatakse katalüsaatoriks. Ka raudoksiid (Fe_2O_3) on Berthollet' soola lagunemise reaktsiooni katalüsaatoriks.

Katalüsaatoriteks nimetatakse niisuguseid aineid, mis reaktsioonist osa võttes muudavad selle kiirust, kuid ei kuulu reaktsioonisaaduste hulka.

Berthollet' soola lagunemisreaktsiooni märgime üles järgmiselt:



Kuna katalüsaator omandab reaktsiooni lõpuks esialgse koostise, siis teda tavaliselt reaktsiooni võrranditesse ei märgita.

Kordamisküsimusi.

1. Millistest ainetest saadakse hapnikku?
2. Kuidas kogutakse hapnikku?
3. Arvutage hapniku protsendiline sisaldus kaaliumpermanganaadis ja Berthollet' soolas.
4. Arvutage, mitu grammi hapnikku saadakse 10 g Berthollet' soola lagunemisel.
5. Mitu grammi elavhõbeoksiidi tuleb võtta 8 grammi hapniku saamiseks?
6. Kuidas võib muuta Berthollet' soola lagunemise reaktsiooni kiirust?
7. Milliseid aineid nimetatakse katalüsaatoriteks?
8. Milliseid ettevaatusabinõusid tuleb täita töötamisel Berthollet' soolaga?

§ 8. Soojuse vabanemine ja neeldumine keemilistel reaktsioonidel.

Katsete sooritamisel täheldasime, et paljude keemiliste reaktsioonide kulgemisel vabaneb soojust. Nii vabaneb soojust söe, väävli, fosfori ja teiste ainete põlemisel Samuti tunneme ka keemilisi reaktsioone, mille kulgemisel neeldub soojust. Näiteks neeldub soojust elavhõbeoksiidi, kaaliumpermanganaadi, Berthollet' soola ja teiste keemiliste ühendite lagunemisel.

Katseliselt on selgitatud, et kõikide keemiliste protsesside puhul toimub kas soojuse vabanemine või neeldumine.

Keemilisi reaktsioone, mille kulgemisel vabaneb soojust, nimetatakse eksotermilisteks reaktsioonideks (*ekso-* tähendab kreeka keeles *välis-, välja*).

Keemilisi reaktsioone, mille kulgemisel neeldub soojust, nimetatakse endotermilisteks reaktsioonideks (*endo-* tähendab kreeka keeles *sisse*).

Igapäevase elu ja tööstuse seisukohalt on eksotermilised reaktsioonid suure tähtsusega. Eriti tähtsad on mitmesuguste kütuseliikide (puidu, kivisöe, põlevkivi, nafta, küttegaaside jm.) põlemise reaktsioonid. Endotermilistest reaktsioonidest on väga oluline lubjakivi põletamisel kulgev lagunemisreaktsioon, mille abil toodetakse lupja.

Kordamisküsimusi.

1. Missuguseid reaktsioone nimetatakse eksotermilisteks?
2. Missuguseid reaktsioone nimetatakse endotermilisteks?
3. Nimetage mõni eksotermiline ja mõni endotermiline reaktsioon.

- § 9. Elementide valents.

1. Valentsi mõiste. Aine koostise püsivuse seadusest järeldub, et liitainetel on kindel keemiline koostis. Me teame ka, et aatomid ühinevad molekulideks kindlates arvulistes suhetes. Ühe keemilise elemendi aatom võib ühineda erineva arvu teiste keemiliste elementide aatomitega. Vaatleme näiteks mitmesuguste ainete põlemist. Järgnevas tabelis toome vesiniku, magneesiumi, alumiiniumi, süsiniku ja fosfori põlemisel moodustunud oksiidide valemid.

Oksiidi nimetus	Vesi	Magneesiumoksiid	Alumiiniumoksiid	Süsihappegaas	Difosforpentoksiid
Keemiline valem	H_2O	MgO	Al_2O_3	CO_2	P_2O_5
Aatomite suhe molekulis	2 : 1	1 : 1	2 : 3	1 : 2	2 : 5

Tabelist näeme, et oksiidide molekulide valemites seovad hapniku aatomid erineva arvu teise elemendi aatomeid.

Vee molekulis on kaks vesiniku aatomit seotud ühe hapniku aatomiga, magneesiumoksiidi molekulis on üks magneesiumi aatom seotud ühe hapniku aatomiga, alumiiniumoksiidi molekulis on kaks alumiiniumi aatomit seotud kolme hapniku aatomiga jne.

Elemendi aatomi omadust siduda endaga teatud kindel arv teise elemendi aatomeid nimetatakse valentsiks.

Sõna «valents» tuletub ladinakeelsest sõnast *valens*, mis tähendab *väärtust omav*.

Valentsiühikuks võetakse vesiniku valents, sest vesiniku aatom ühineb ülimalt ainult teise elemendi ühe aatomiga. Vesinik on keemilistes ühendites ühevalentne.

Vaatleme mõningaid vesinikuühendeid.

Vesinikuühendi nimetus	Kloorvesinik (HCl)	Vesi (H_2O)	Ammoniaak (NH_3)	Metaan (CH_4)
Molekuli koostis	HCl	H_2O	H_3N	H_4C
Aatomite arvuline suhe molekulis	1 : 1	2 : 1	3 : 1	4 : 1

Element on ühendis nii mitme valentne, kui mitu vesiniku aatomit selle elemendi üks aatom endaga seob.

Kloorvesiniku molekulis seob kloori aatom endaga ühe vesiniku aatomi, järelikult on kloor ühevalentne; metaanis aga seob süsiniku aatom endaga neli vesiniku aatomit, järelikult on süsinik selles ühendis neljavalentne.

Kõikides keemilistes ühendites on vesinik alati ühe- ja hapnik kahevalentne element.

Kuna hapnik on püsiva valentsiga, võib ka hapniku kaudu leida teiste elementide valentsi. Määrame näiteks magneesiumi valentsi magneesiumoksiidis. Magneesiumoksiidi valem on MgO . Teame, et hapnik on kahevalentne; et keemilises ühendis ei ole kunagi vabu valentsiühikuid, siis peab ka magneesiumi aatom olema kahevalentne. Molekulides, mis koosnevad kahe erineva elemendi aatomitest, on ühe elemendi kõigi aatomite valentsiühikute summa võrdne teise elemendi kõigi aatomite valentsiühikute summaga.

Vaatleme veel mõningaid näiteid.

Alumiiniumoksiidi valemist Al_2O_3 nähtub, et kolm hapniku aatomit on seotud kahe alumiiniumi aatomiga. Hapniku aatom on kahevalentne, seega hapniku valentsiühikute arv alumiiniumoksiidi molekulis on kuus ($2 \times 3 = 6$). Et ühendis ühe elemendi (hapniku) valentsiühikute üldarv võrdub teise elemendi (alumiiniumi) valentsiühikute üldarvuga, siis peab alumiiniumi valentsiühikute üldarv olema samuti 6. Need 6 valentsiühikut jaotuvad kahe alumiiniumi aatomi vahel. Järelikult on alumiinium kolmevalentne keemiline element ($6 : 2 = 3$).

Nendest näidetest järeldub, et elemendi valentsi leidmiseks oksiidides tuleb oksiiidi molekuli koostisse kuuluvate hapniku aatomite arv korrutada hapniku valentsiga, s. t. kahega ja saadud korrutis jagada elemendi aatomite arvuga ühendi molekulis. Elemendi valents =

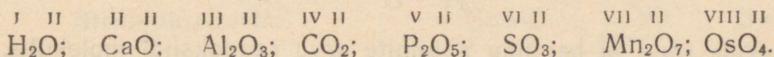
$$= \frac{\text{hapniku aatomite arv oksiiidi molekulis} \cdot \text{hapniku valents}}{\text{elemendi aatomite arv oksiiidi molekulis}}$$

Kasutades seda valemit, leiame fosfori valentsi difosforpentoksiidis (P_2O_5):

$$\text{fosfori valents} = \frac{2 \cdot 5}{2} = 5.$$

Difosforpentoksiidis on fosfor viievalentne.

2. Tähtsamate elementide valentsid. Elementide valents ühendites võib ulatuda kuni kaheksani. Toome näiteid oksiidide kohta, mille molekulides on mitmesuguse valentsiga elemente (valentsi märgime sümboli kohale rooma numbriga):



Valents 8 on kõrgeim ja esineb üksikutel elementidel nende oksiidides.

Ligi $\frac{2}{3}$ elementidest on metallid. Metallidest on muutuva valentsiga näiteks vask ja raud. Sõltuvalt reaktsiooni tingimustest tekivad erineva valentsiga vase- ja rauaühendid. Vase kuumutamisel õhus temperatuuril 500—600°C saadakse musta värvusega vaskoksiid CuO , milles vask on kahevalentne; vase kuumutamisel üle 800°C aga saadakse punase värvusega oksiid Cu_2O , milles vask on ühevalentne. Raud on ühendis FeO kahevalentne ja ühendis Fe_2O_3 kolmevalentne. Enamik metalle on ühendites kahevalentsed. On otstarbekohane meelde jätta teistsuguse valentsiga tähtsamad metallid:

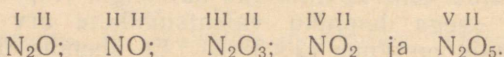
ühevalentsed metallid — K, Na, Ag;

kolmevalentne metall — Al;

muutuva valentsiga metallid — Cu (I või II) ja Fe (II või III).

Eelnevat teades võime kohe öelda, et tsink, magneesium, elavhõbe jt. metallid peavad olema kahevalentsed.

Mittemetallid on harilikult muutuva valentsiga. Näiteks võib lämmastik moodustada viis oksiiidi:



Püsiva valentsiga on, nagu varem juba öeldud, vesinik (I) ja hapnik (II), mis võimaldabki nende abil määrata teiste elementide valentsi.

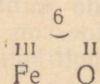
3. Valemi koostamine. Teades elementide valentsi, on hõlpus koostada liitainete valemeid. Näitena koostame raudoksiidi valemi, arvestades, et raud on selles ühendis kolmevalentne.

Raudoksiid koosneb kahest keemilisest elemendist — rauast ja hapnikust. Kirjutame nende elementide keemilised märgid teineteise kõrvale ja märgime nende kohale vastavad valentsid. Ülesande kohaselt on raud kolmevalentne, hapnik on aga alati kahevalentne.



Leiame raua ja hapniku valentside väikseima ühiskordse:

$$3 \cdot 2 = 6$$

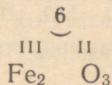


Leiame raua ja hapniku aatomite arvu raudoksiidi molekulis.

Raua aatomite hulga arvutamiseks jagame väikseima ühiskordse raua valentsiga ($6:3=2$) ja kirjutame saadud arvu indeksina valemisse raua keemilise märgi juurde:



Hapniku aatomite arvu leidmiseks molekulis jagame väikseima ühiskordse hapniku valentsiga ($6:2=3$) ja kirjutame saadud arvu indeksina valemisse hapniku keemilise märgi juurde:



Seega raudoksiidi molekuli koostisse kuulub 2 raua ja 3 hapniku aatomit.

Kontrollime valentsiühikute arvu.

Raua valentsiühikute arv võrdub $2 \cdot 3 = 6$.

Hapniku " " " $3 \cdot 2 = 6$.

Raua valentsiühikute arv võrdub hapniku valentsiühikute arvuga, järelikult raudoksiidi valem Fe_2O_3 on koostatud õigesti.

4. Struktuurivalemite koostamine. Näitlikkuse mõttes on keemiliste elementide valentsi hakatud märkima kriipsukestega elemendi keemilise märgi juures.

Kriipsukeste arv vastab valentsiühikute arvule, näiteks:

ühevalentsed elemendid: $\text{H}-$, $\text{Na}-$, $\text{Cl}-$;

kahevalentsed elemendid: $\text{O}=\text{}$, $\text{Zn}=\text{}$ ehk $-\text{O}-$, $-\text{Zn}-$;

kolmevalentsed elemendid: $\text{Al}\equiv$, $\text{Fe}\equiv$ ehk $-\overset{|}{\text{Al}}-$, $-\overset{|}{\text{Fe}}-$;

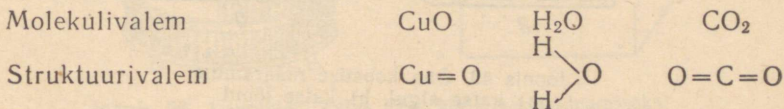
neljavalentsed elemendid: $\text{C}\equiv$, $\text{Si}\equiv$ ehk $-\overset{|}{\underset{|}{\text{C}}}-$, $-\overset{|}{\underset{|}{\text{Si}}}-$.

Liitaine struktuurivalemi koostamisel kulutatakse ühe elemendi ühe valentsiühiku kohta teise elemendi üks valentsiühik, kusjuures vabu valentsiühikuid aatomitele ei jää. Nii kujutatakse naatriumkloriidi (keedusoola) molekuli struktuurivalemit järgmiselt:



Valemeid, mis näitavad valentsiühikute seost üksikute aatomite vahel molekulis, nimetatakse struktuurivalemiteks.

Koostame mõned liitainete struktuurivalemid:



Kordamisküsimusi.

1. Milliseid hapniku ühendeid teiste elementidega te tunnete?
2. Millega seletada asjaolu, et hapniku aatom võib ühineda erineva arvu teiste elementide aatomitega?
3. Seletage valentsi mõistet.
4. Kui suur on a) hapniku, b) vesiniku valents?
5. Määrake elementide valents järgmistes ühendites:
 K_2O , CaO , Cr_2O_3 , Mn_2O_7 .
6. Määrake lämmastiku ja hapniku aatomite arv oksiidide molekulides:
I II III IV V
 NO , NO , NO , NO , NO .
7. Määrake a) väävli valents ühendites H_2S , SO_2 , SO_3 , b) fosfori valents ühendites PH_3 , P_2O_5 .
8. Selgitage kahe eelmise ülesande põhjal püsiva ja muutuva valentsi mõistet.
9. Koostage järgmiste oksiidide molekulivalemid ja struktuurivalemid:
a) naatriumoksiid, b) tsinkoksiid, c) hõbeoksiid.
10. Määrake elementide valents järgmistes ühendites:
 ZnO , Na_2O , Cl_2O_7 , P_2O_5 , Al_2O_3 , SnO_2 .

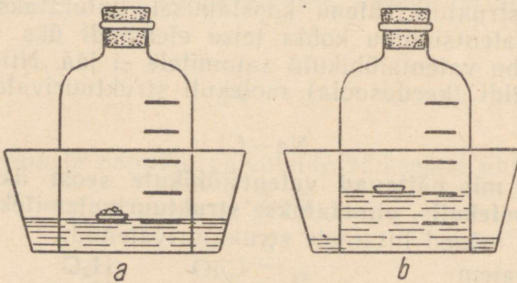
§ 10. Õhk.

1. Õhk gaaside segu. Meie maakera ümbritseb õhk-kond. Õhk on meile vajalik esmajoones hingamiseks. Inimene võib ilma toiduta elada nädalaid, ilma veeta päevi, ilma õhuta aga ainult minuteid.

Me teame, et õhk sisaldab hapnikku. Katsetest ainete põlemise kohta õhus aga nägime, et õhk sisaldab peale hapniku veel teisi aineid.

Õhu koostisega tutvumiseks teeme järgmise katse.

Katse. Valame lamedapõhjalisse klaaskaussi vett ja asetame sellesse põhjata klaaspudeli. Paneme pudelisse veepinnale ujuma korgi, mille peal on veidi punast fosforit (joonis 49).



Joonis 49. Õhu koostise määramine:
a) katse algul, b) katse lõpul.

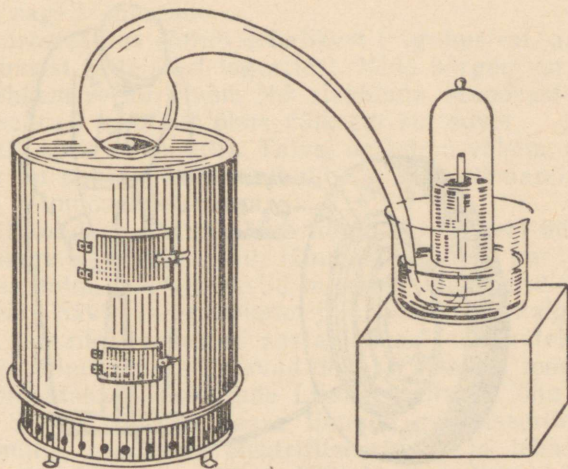
Süütame hõõguva traadiotsaga fosfori, eemaldame siis kiiresti traadi ja suleme pudeli tihedalt korgiga. Fosfor põleb pudelis seni, kuni jätkub õhus leiduvat hapnikku. Õhu koostisse kuuluv hapnik reageerib põlemisprotsessis fosforiga. Põlemisel tekkiv difosforpentoksiid (valge suits) lahustub vees. Põlemisel äratarvitatud õhuhapniku asemele tungib pudelisse vesi, mis täidab umbes $\frac{1}{5}$ pudeli mahust (pealpool veepinda).

Lisame klaaskaussi nii palju vett, et vedeliku nivoo pudelis ja kaussis oleks ühekõrgune. Siis paneme pudelisse hõõguva pirru. Pirru kustumine näitab, et pudelis olev gaas ei soodusta põlemist. Seda gaasi nimetatakse lämmastikuks.

Katsest järeldub, et õhk on gaaside segu, mis sisaldab umbes $\frac{1}{5}$ mahuosa hapnikku ja $\frac{4}{5}$ mahuosa lämmastikku.

Kuni XVIII sajandini peeti õhku keemiliseks elemendiks. Kuumutades metalle kinnijoodetud klaasnõudes, selgitas M. Lomonossov XVIII sajandi keskel, et metalliga ühineb ainult osa nõus olevast õhust. Sellest ta järeldas, et õhk on gaaside segu.

1775. a. kuumutas Lavoisier retordis elavhõbedat. Retordi ots oli viidud läbi vannis oleva elavhõbedakihi õhuga täidetud kupli alla (joonis 50). Katse vältas 12 päeva, mille jooksul kogu kupli all ning retordis olev hapnik oli reageerinud elavhõbedaga ja moodustanud elavhõbeoksiidi. Kupli alla jäänud gaas ei soodustanud põlemist ega hingamist: põlev küünal kustus ja hiir lämbus



Joonis 50. Lavoisier' katse õhu koostise määramiseks.

selle gaasi keskkonnas Lavoisier andis sellele gaasile nimeks *azote* (loe: azoot), mis tähendab kreeka keeles *elutu*. Meie nime-tame seda gaasi l ä m m a s t i k u k s.

Lavoisier asetas katsel tekkinud elavhõbeoksiidi retorti ja kuumutas tugevasti. Kuumutamisel eraldunud gaasi kogus ta läbi vee ja tõestas, et see gaas on hapnik.

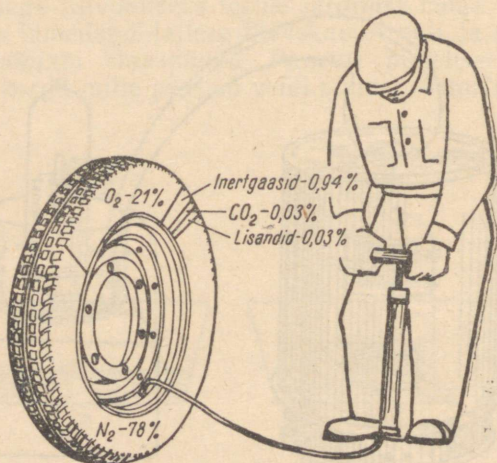
Nende katsetega tõestas Lavoisier, et õhk on lämmastiku ja hapniku segu. Lämmastiku ja hapniku ruumalaline vahekord õhus on 4:1. Lavoisier segas vastavas vahekorras lämmastikku ja hapnikku ning sai gaaside segu, mis osutus täiesti samaseks õhuga.

2. *Õhu koostis*. Lavoisier' katseid kordasid paljud teadlased. Kõik need katsed kinnitasid, et õhk on hapniku ja lämmastiku segu. Alles möödunud sajandi lõpul selgitati, et õhust saadud lämmastik sisaldab lisandina väga vähesel määral teisi gaase.

Nimetatud avastuse põhjustas asjaolu, et õhulämmastiku erikaal on veidi suurem lämmastikuühenditest saadava puhta lämmastiku erikaalust.

Õhulämmastikus vähesel määral lisandina esinevate gaaside iseloomulikuks tunnuseks on see, et nad ei võta osa keemilistest reaktsioonidest. Reageerimisvõime puudumise (inertsuse) tõttu nimetatakse neid gaase *inertgaasideks*.

Inertgaasid on heelium, neon, argoon, krüpton, ksenoon ja radoon. Õhk sisaldab inertgaase kokku mahult umbes 1%. Neist kõige rohkem leidub argooni. Inertgaase kasutatakse laialdaselt tehnikas. Heeliumiga täidetakse tema kerguse pärast õhupalle. Argooni koos lämmastikuga kasutatakse elektrilampide, neoni ja teisi inertgaase valgusreklaamtorude täiteks.



Joonis 51. Õhu koostis.

Hapnikku, lämmastikku ja inertgaase loetakse õhu alalisteks koostisosadeks, sest nende sisaldus õhus on praktiliselt igal pool ühesugune. Peale selle sisaldab õhk veel süsihappegaasi, veeauru, tolmu ja mõningaid juhuslikke lisandeid. Õhu keskmine koostis on esitatud järgmises tabelis:

	Hapnik O ₂	Lämmas- tik N ₂	Inertgaa- sid He, Ne, Ar jt.	Süsi- happe- gaas CO ₂	Lisandid
Ruumalaliselt (%)	21	78	0,94	0,03	0,03
Kaaluliselt (%)	23	75,5	1,30	0,05	0,15

Süsihappegaasi-, veeauru- ja tolmusisaldus õhus võib muutuda olenevalt tingimustest.

Süsihappegaas tekib süsinikku sisaldavate ainete (puit, süsi jm.) põlemisel, loomsete organismide ja taimede hingamisel, mädanemisel, kõdunemisel jne. Süsihappegaasisisaldus linnade ja tööstuskeskuste õhus on suurem kui mere või metsadé kohal olevas õhus, mis on tingitud inimeste tihedamast asustusest ja põlemisprotsessidest. Tavaliselt on õhus süsihappegaasi 0,03% (ruumala järgi), tööstuskeskustes võib aga süsihappegaasisisaldus suurem olla. Kui süsihappegaasisisaldus siseruumides tõuseb kuni 1%-ni, siis muutub hingamine raskeks, töövõime langeb, tekib väsimustunne ja peavalu. Et eluruumidesse ei koguneks liigset süsihappegaasi, tuleb ruume sageli õhustada.

Õhu veeaurusisaldus sõltub kohalikest tingimustest, aastaajast, õhutemperatuurist ja teistest teguritest. Mida kõrgem on temperatuur, seda rohkem veeauru võib õhk sisaldada, seepärast on talvel niiskuse-(veeauru-) sisaldus õhus väiksem kui suvel.

Tolmu hulk õhus on muutlik. Talvel on tolmu vähem, suvel aga rohkem. Õhk on puhtam ka pärast vihma, sest vihmapiisad võtavad enesega tolmuosakesi kaasa.

Tööstuspiirkondade õhk sisaldab tolmu kõrval veel mitmesuguseid gaase, nagu vääveldioksiidi, lämmastikoksiide jm.

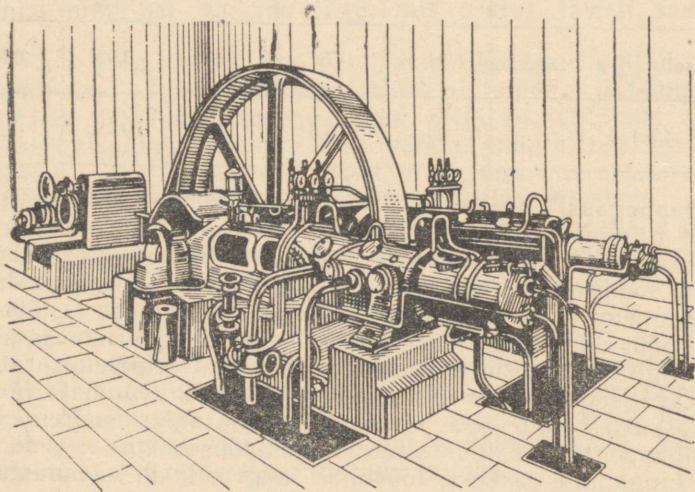
Vingugaas, tolm, vääveldioksiid ja teised õhu lisandid on väga kahjulikud. Nad hävitavad taimkatet ja soodustavad haiguste levikut. Suurtes linnades sadestub aasta jooksul tänavatele tonnide viisi tahma ja tolmu, mis saastavad õhku. Vastavalt looduskaitseadusele võideldakse Nõukogude Liidus aktiivselt õhu mürgitamisega vastu. Sellele aitavad kaasa linnade gasifitseerimine ning termofitseerimine, raudteede elektrifitseerimine ja tehaste ehitamine kaugemale elamurajoonidest. Näiteks uues linnas Angarskis pole ühtki suitsetavat kornnat ja õhk pole seal puhtuselt halvem maaõhust. Peamine osa linnade õhu puhastamisel on aga täita

haljasaladel. Haljasalad värskendavad õhku, küllastades seda hapnikuga ja võttes õhust süsihappegaasi ning tolmu.

Õhkkond meie maakera ümber moodustab tervikuna nagu ümbri, mis kaitseb elu maapinnal.

3. Vedel õhk ja tema omadused.

Õhu koostise kindlaksmääramine võimaldas hakata õhku kasutama keemiatööstuses kui väärtuslikku toorainet hapniku, lämmastiku ja inertgaaside saamiseks.

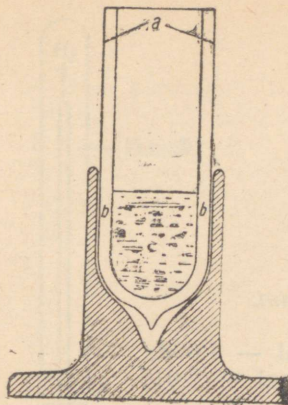


Joonis 52. Mitmeastmeline kompressor vedela õhu tootmiseks.

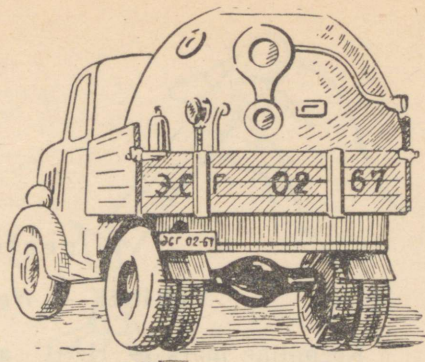
Tööstuslikult toodetakse hapnikku ainult õhust. Tugeval jahutamisel rõhu all kuni temperatuurini -200°C muutub õhk sinaka värvusega vedelikuks — vedelaks õhuks. Vedelat õhku hoitakse Dewari (loe: djuuari) anumates (joonis 53). Sellel anumal on kahekordsed seinad, mis on seestpoolt hõbetatud; seinte vahelt on õhk välja pumbatud. Ohutühi ruum seinte vahel ei juhi soojust ja vähendab välisõhu temperatuuri mõju. Igapäevases elus tunneme Dewari anumad termos pudeli nimetuse all.

Ainete omadused muutuvad vedelas õhus järsult. Vedelasse õhku viidud elavhõbe muutub kõvaks, taotavaks metalliks, kummi muutub vedela õhuga kokkupuutumisel hapraks nagu klaas (joonis 55), pliiist kelluke annab puhta ja heliseva kõla, väävel muutub valgeks jne.

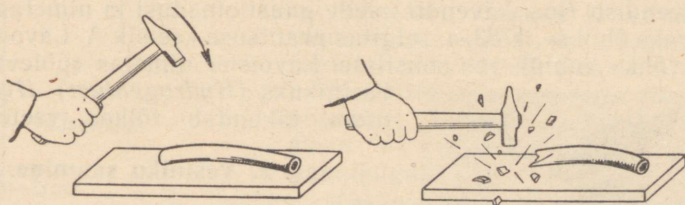
Vedela õhu aurumisel lahkub esmalt madalama keemistemperatuuriga lämmastik (-196°C) ja vedel õhk rikastub hapnikuga. Selle protsessi teostamisel vastavates seadmetes saadakse õhu tähtsamad koostisosad lämmastik ja hapnik eraldi. Hapnik ja läm-



Joonis 53. Dewari anum vedela õhu hoidmiseks: a — hõbetatud seinad, b — õhutihi ruum, c — vedel õhk.



Joonis 54. Vedela õhu transportimine.



Joonis 55. Vedelasse õhku kastetud kummivoolik puruneb löögil kildudeks.

mastik mahutatakse teraspudelitesse, kus neid hoitakse suure rõhu all (100—150 at). Teraspudelid hapniku säilitamiseks on värvitud helesiniseks, lämmastikuballoonid aga mustaks. Suuremates kogustes transportitakse vedelat õhku erilistes mahutites (joonis 54).

Kordamisküsimusi.

1. Kuidas selgitada katseliselt, et õhk on gaaside segu, aga mitte keemiline ühend?
2. Leida järgmiste ainete molekulaarid: HgO , KClO_3 , CO_2 , CuSO_4 , KMnO_4
3. Kuidas avastati inertgaasid ja millised on nende omadused?
4. Milline on õhu koostis?
5. Kuidas seletada, et õhu hapnikusisaldus on püsiv?
6. Missuguseid kahjulikke lisandeid võib õhk sisaldada ja millal?
7. Kuidas säilitada eluruumides puhast õhku?
8. Leidke klassiruumi maht ja arvutage, mitu kuupmeetrit leidub seal a) hapnikku, b) lämmastikku, c) süsihappegaasi, d) inertgaase.
9. Kuidas tõestada katseliselt, et väljahingatavas õhus on süsihappegaasi?

IV peatükk.

VESINIK — *Hydrogenium*.

Keemiline märk — H; aatomkaal — 1,008;
molekulivalem — H₂; molekulkaal — 2,016.

§ 1. Vesiniku avastamine.

Keemikud teadsid juba XVI ja XVII sajandil, et paljude metallide (tsink, raud jt.) reageerimisel sool- või väävelhappega eraldub gaas, mida võib põlema süüdata. 1766. a. uuris inglise teadlane H. Cavendish (loe: kävendiš) selle gaasi omadusi ja nimetas gaasi «põlevaks õhuks». 1783. a. selgitas prantsuse keemik A. Lavoisier, et «põlev õhk» kuulub vee koostisse. Lavoisier nimetas «põleva õhu» vesinikuks (*Hydrogenium*). *Hydrogenium* tähendab tõlkes veetekitaja.



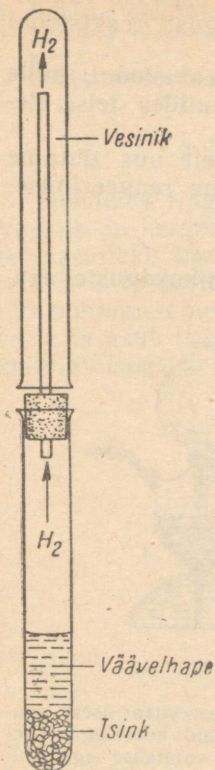
H. Cavendish (1731—1810).

§ 2. Vesiniku saamine.

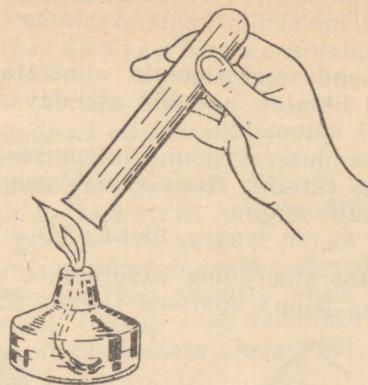
Vesinikku saadakse laboratooriumides tavaliselt tsingi või mõne teise metalli toimel sool- või väävelhappesse.*

Katse. Võtame katseklaasi mõned tsingitükid ja lisame lahjendatud väävelhapet (väävelhappe keemiline valem on H₂SO₄). Väävelhappe ja tsingi vastastikusel reageerimisel eraldub gaas — vesinik. Ootame, kuni vesiniku eraldumine muutub intensiivsemaks, ja suleme siis katseklaasi korgiga, mida läbib klaastoru.

* Katseid vesinikuga tuleb sooritada suure ettevaatusega, sest vesinik moodustab õhuga (õhuhapnikuga) kergesti plahvatava segu.



Joonis 56. Vesiniku saamine ja kogumine.



Joonis 57. Vesinikuga täidetud katseklaasi viimine põleti leeki.

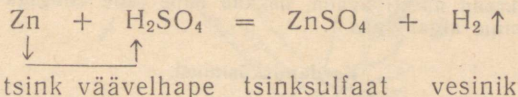
Klaastoru otsa asetame teise katseklaasi (joonis 56). Laseme reaktsioonil mõni aeg kulgeda ja viime siis ülemise katseklaasi, seda ümber pöörata, põleti leeki (joonis 57). Vesinik süttib plahvatuslega. Vesiniku põlemisel toimub keemiline reaktsioon — vesiniku ühinemine õhuhapnikuga.

Kui vesiniku eraldumine lõpeb, võtame katseklaasis olevast lahusest klaaspulgaga mõne tilga vedelikku klaasplaadile. Soojendame klaasplaati ettevaatlikult põleti leegil, plaadile jääb valge kirme. Võrdluseks kuumutame klaasplaadil ka

- väävelhappe lahuse tilka. Lahus aurub, klaasplaadile kirmet ei moodustu.

Katsest järeldub, et tsingi reageerimisel väävelhappega eraldub vesinik, lahuses aga moodustub uus mittelenduv aine — tsinksulfaat. Tsinksulfaat on sool, tema keemiline valem on $ZnSO_4$.

Tsingi ja väävelhappe vahelist keemilist reaktsiooni väljendab järgmine keemiline võrrand:

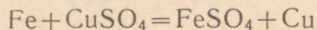


Märkus. Kui keemilisel reaktsioonil vabaneb gaasiline aine, siis märgitakse seda reaktsiooni võrrandis, kirjutades gaasilise aine valemi kõrvale ülespoole suunatud noole märgi (\uparrow).

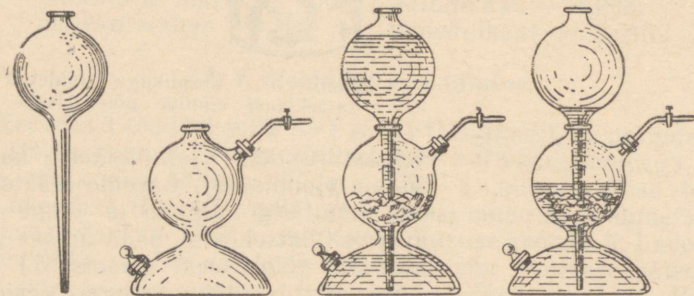
Reaktsiooni võrrandist nähtub, et tsingi aatom asendab väävelhappe molekulis kahte vesiniku aatomit. Niisugust reaktsiooni nimetatakse asendusreaktsiooniks.

Asendusreaktsiooniks nimetatakse keemilist reaktsiooni, mille puhul lihtaine aatomid asendavad lihtaine molekulides teise elemendi aatomeid.

Asendusreaktsiooni tulemusena tekib tavaliselt uus lihtaine ja uus lihtaine. Asendusreaktsioon toimub ka raua reageerimisel vasksulfaadiga:



Laboratooriumis kasutatakse suuremate vesinikukoguste saamiseks Kipp'i aparati (joonis 58).



Joonis 58. Kipp'i aparati.

Kipp'i aparaat koosneb ümmargusest lehrist ja kahe reservuaarilisest anumast. Mõlemates reservuaarides on avasused, mis on suletud korkidega. Ülemisse reservuaari asetatakse tsingitükikesed, lehtri kaudu valatakse aga alumisse reservuaari lahjendatud väävelhappet (1 : 5) ja veidi vasksulfaadi lahust reaktsiooni kiirendamiseks; ka lehter täidetakse väävelhappega.

Kui ülemise reservuaari juures olev kraan on suletud, siis täidab hape alumist reservuaari ainult osaliselt ega saa tungida reservuaari, milles on tsink, ja reaktsioon ei toimu. Kui kraan avada, voolab lehris olev hape allapoole, täidab reservuaarid ning puutub kokku tsingiga, mille tulemusena hakkab eralduma vesiniku. Algul väljub kraanist vesinik, mis sisaldab lisandina õhku. Vesiniku puhtuse kontrollimiseks kogutakse teda läbi vee katseklaasi. Katseklaasi lähendamisel leegile süttib puhas vesinik väikese pahvatusega. Vesiniku ja õhu segu plahvatab süütamisel.

Kui enam ei ole vajadust vesiniku järele, suletakse kraan, kusjuures reaktsioon tsingi ja väävelhappe vahel kestab seni, kuni mõlemad ained (s. o. tsink ja väävelhape) on teineteisega kokku puutues. Seejuures avaldab vesinik väljapääsu puudumisel survet reservuaaris olevale happele ja tõrjub happe lehris. Niipea kui väävelhape ei puutu enam kokku tsingiga, lakkab ka vesiniku tekkimine. Kui kraan uuesti avada, hakkab hape jälle tsingiga reageerima ja vesiniku eraldumine algab taas.

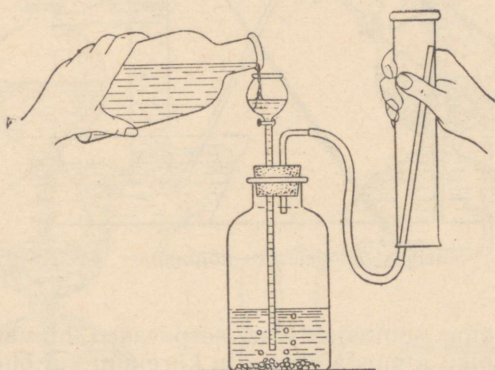
Kordamisküsimusi.

1. Kuidas saadakse vesiniku?
2. Kuidas tõestada vesiniku eraldumist katsetes?
3. Millised ained moodustuvad väävelhappe reageerimisel tsingiga?

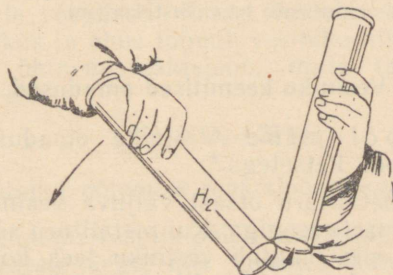
4. Seletage asendusreaktsiooni olemust näite varal.
5. Milliseid reaktsioonitüpe te tunnete? Tooge näiteid iga reaktsioonitüübi kohta.
6. Kuidas käsitseda vesinikku?

§ 3. Vesiniku füüsikalised omadused.

Harilikes tingimustes on vesinik värvusetu ja lõhnatu gaas. Vesinik on kergeim gaas; õhust on ta 14,5 korda kergem. Üks liiter vesinikku kaalub umbes 0,09 g. Vesiniku kergust õhuga võrreldes näitavad järgmised katsed. Kui juhime vesinikku ülespööratud põhjaga anuma alla, siis vesinik tõrjub anumasse oleva õhu välja ja asub ise asemele (joonis 59). Samuti saab vesinikku nõu kallutamisega ühest anumast teise ümber kallata (joonis 60).



Joonis 59. Vesinik tõrjub silindrist õhu välja.

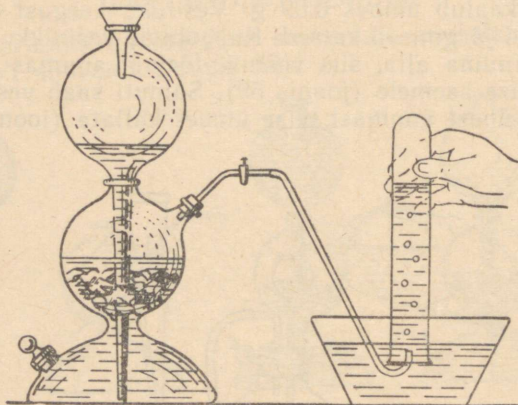


Joonis 60. Vesiniku ümberkallamine.

Katse. Kinnitame mõlema kaalukaasi kohale keeduklaasi (põhjaga ülespoole) ja tasakaalustame kaalud. Kui juhtida ühe keeduklaasi alla vesinikku, siis vesinik tõrjub õhu välja. Et vesinik on õhust kergem, siis tõuseb see kaalukauss ülespoole.

Ka vesinikuga täidetud seebimullid tõusevad kiiresti õhku.

Vees lahustub vesinikku vähe, mispärast teda saab koguda läbi vee (joonis 61).



Joonis 61. Vesiniku kogumine.

Vesinikul on suur soojusjuhtivus, seepärast jahtuvad kuumen-
datud kehad vesiniku atmosfääris palju kiiremini kui õhus.

Kordamisküsimusi.

1. Nimetage vesiniku füüsikalisi omadusi.
2. Kirjeldage katseid, mis iseloomustavad vesiniku kergust.
3. Arvutage kahe grammi vesiniku ruumala normaaltingimustes.
4. Arvutage, mitu korda on vesinik hapnikust kergem.

§ 4. Vesiniku keemilised omadused.

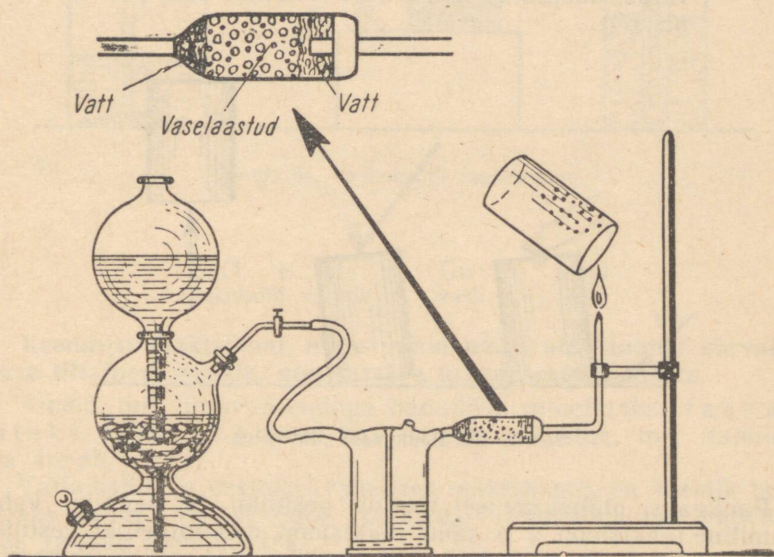
1. Vesiniku põlemine. Vesiniku omaduseks on võime põleda. Selgitame seda katsetega*.

Katse 1. Süütame metalltoru otsast väljuva vesinikujoa. Vesinik põleb värvusetu leegiga. Kui metalltoru asemel kasutame klaastoru, siis muutub vesiniku leek kollaseks (klaasi koostisse kuuluvate ühendite toimel leek värvub).

* Kontrollida eelnevalt vesiniku puhtust!

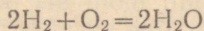
Katse 2. Asetame vesiniku leeki peene klaastoru. Klaas hakkab sulama. Katse näitab, et vesiniku leegil on kõrge temperatuur (1000° C).

Katse 3. Suuname vesiniku leegi kuiva klaasilindrisse, mis on täidetud hapnikuga. Põlemine jätkub, kusjuures silindri seintele moodustuvad veepiisad (joonis 62). Kui külma



Joonis 62. Vesiniku põlemine.

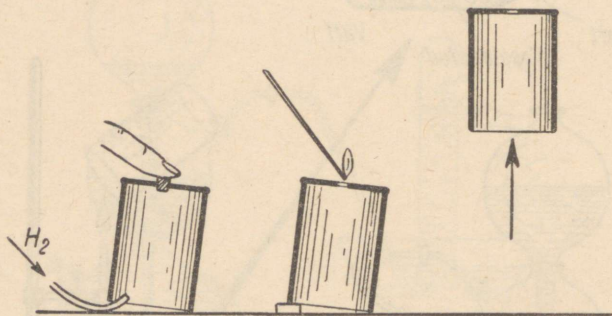
klaaskuplit vesiniku leegi kohal hoida, tekivad kupli seintele veepiisad. Katse tõestab, et vesiniku põlemisel hapnikus ja õhus toimub vesiniku ning hapniku aatomite vahel ühinemisreaktsioon, mille tulemusena moodustub vesi:



Vesiniku põlemise reaktsioonil vabaneb palju soojust.

Me teame, et puhas vesinik põleb rahulikult, vesiniku ja hapniku segu aga plahvatab. Segu, mis koosneb kahest ruumalaühikust vesinikust ja ühest ruumalaühikust hapnikust, plahvatab süttamisel tugevasti. Niisugust segu nimetatakse p a u k g a a s i k s.

Katse 4. Paukgaasi omadustega tutvumiseks võtame plekist konservipurgi, mille põhja on tehtud väike auk. Suleme augu tiku või sõrmega, keerame purgi põhjaga ülespoole ja juhime purgi alla vesinikku. Vesinik tõrjub õhu purgist välja. Kui purk on vesinikuga täidetud, süütame põleva pirru abil vesiniku (ülemise augu juures). Algul põleb vesinik rahulikult. Sel määral, kuidas vesinikku põleb, satub purki õhku ja toimub tugev plahvatus, kusjuures konservipurk lauvalt üles paiskub (joonis 63).



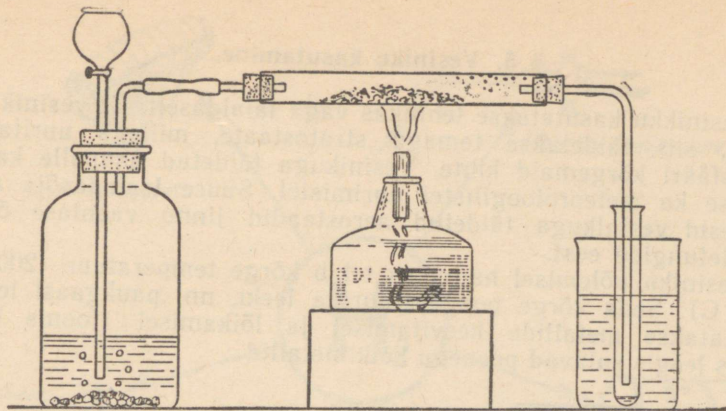
Joonis 63. Paukgaasi plahvatus.

Paukgaasi plahvatamisel toimub vesiniku ja hapniku vahel keemiline reaktsioon, s. o. sama reaktsioon, mis kulgeb ka vesiniku põlemisel. Plahvatusel kulgeb aga vesiniku ja hapniku ühinemise reaktsioon silmapilkselt.

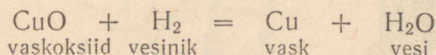
2. Vesiniku taandavad omadused. Vesinikul on taandamisvõime, näiteks taandab ta metalli okside vabadeks metallideks.

Katse. Paneme klaastorusse veidi musta värvusega vaskoksiidi ja juhime mõni aeg üle vaskoksiidi vesinikku. Kui õhk on seadmest välja tõrjutud, hakkame vaskoksiidi soojendama, jätkates samal ajal vesiniku ülejuhtimist (joonis 64). Laseme reaktsioonil mõni aeg kulgeda, jälgides ühtlasi katseklaasis oleva aine värvuse muutumist. Kui värvus on muutunud punaseks, katkestame soojendamise. Vesinikku juhime aga toru jahtumiseni (vesinik takistab vase hapendumist vaskoksiidiks).

Katse vältel muutub musta värvusega vaskoksiid punase värvusega vaseks. Klaastoru külmadele seintele aga kogunevad veepiisad. Järelikult vaskoksiidi reageerimisel vesinikuga moodustsid vask ja vesi:



Joonis 64. Vaskoksiidi taandamine.



Keemilist reaktsiooni, mille puhul mõne aine toime kõrvaldatakse liitainest hapnik, nimetatakse taandusreaktsiooniks.

Aineid, mis liidavad endaga hapnikku, nimetatakse taandajateks. Hapendaja on aga hapnik või aine, mis hapnikku ära annab.

Vaskoksiidi ja vesiniku vahelises reaktsioonis on vesinik taandajaks (võtab vaskoksiidist hapniku), vaskoksiid aga hapendajaks (annab hapniku ära).

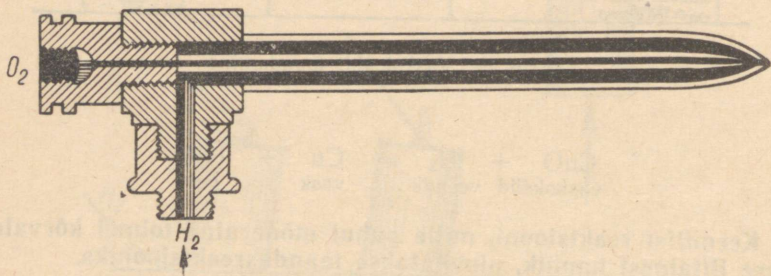
Kordamisküsimusi.

1. Nimetage vesiniku keemilisi omadusi.
2. Millal vesinik põleb rahulikult ja millal plahvatusega?
3. Mis on paukgaas?
4. Milline aine tekib vesiniku põlemisel?
5. Kuidas näidata vesiniku põletamisega, et vesi koosneb vesinikust ja hapnikust?
6. Kuidas kindlaks teha vesiniku puhtust?
7. Kirjeldage vaskoksiidi taandamist vesinikuga.
8. Seletage taandusreaktsiooni olemust.
9. Missuguseid aineid nimetatakse taandajateks?
10. Missuguseid aineid nimetatakse hapendajateks?
11. On antud 3 anumad: ühes on vesinik, teises hapnik ja kolmandas õhk. Kuidas kindlaks teha, millises anumad mingi gaas on?
12. Arvutage vesiniku põlemise reaktsiooni võrrandi järgi, missuguses kaaluvahekorras ühinevad vesinik ja hapnik (vee moodustumise reaktsioon).
13. Võrrele vesiniku ja hapniku omadusi. Millised omadused on neil ühesugused ja millised erinevad?
14. Kirjutage reaktsiooni võrrandid elavhõbeoksiidi (HgO) ja pliioksiidi (PbO) taandamisest vesinikuga ning näidake, mis on taandaja, mis hapendaja.

§ 5. Vesiniku kasutamine.

Vesiniku kasutatakse tehnikas väga laialdaselt. Et vesinik on kerge, siis täidetakse temaga stratostaate, millega uuritakse atmosfääri kõrgemaid kihte. Vesinikuga täidetud õhupalle kasutatakse ka meteoroloogilistel uurimistel. Suure Isamaasõja ajal kaitsesid vesinikuga täidetud aerostaadid linnu vaenlase õhukallaletungide eest.

Vesiniku põlemisel hapnikus tekib kõrge temperatuur (2000—3000° C). Seda kõrge temperatuuriga leeki, nn. paukgaasi leeki, kasutatakse metallide keevitamisel ja lõikamisel (joonis 65). Selles leegis sulavad peaaegu kõik metallid.



Joonis 65. Keevituspõlet.

Vesiniku taandavaid omadusi kasutatakse mõnede metallide tootmisel metallioksiididest.

Vesinik on tähtis tooraine keemiatööstusele. Vesinikust valmistatakse ammoniaaki (NH₃), millest omakorda saadakse lämmastikhapet ja lämmastikvæetisi. Vesinikku kasutatakse õlide muutmisel rasvaks. Nii võib taimsetest ja loomsetest õlidest saada tahket rasva, millest valmistatakse margariini.

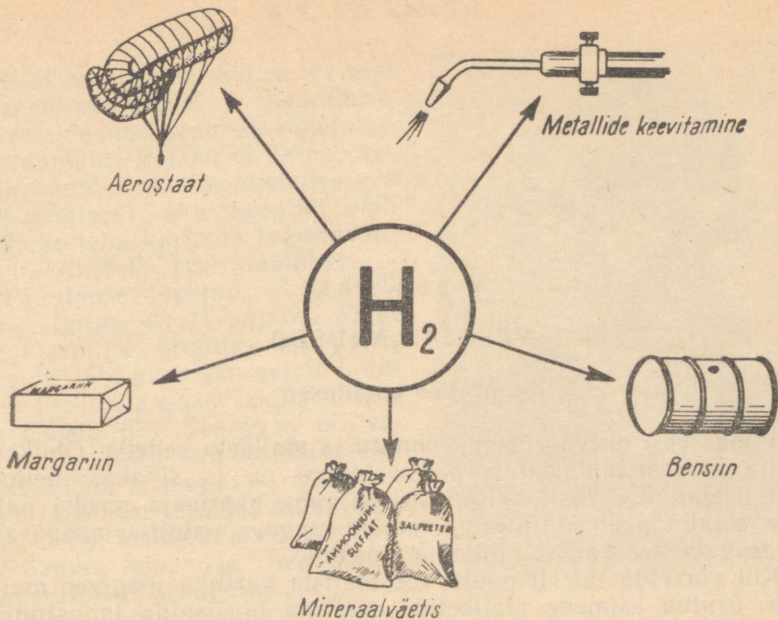
Peale selle kasutatakse vesinikku mootorikütuste — bensiini ja määrdeõlide saamisel.

Vesiniku kasutamisest annab ülevaate joonis 66.

§ 6. Vesinik looduses.

Vesinik on levinumaid elemente. Vabas olekus leidub teda vähe (peamiselt atmosfääri ülemistes kihtides). Teda eraldub mõnikord naftapuuraududest ja vulkaanilistel pursetel. Ühendite näol on aga vesinik väga levinud. Teda leidub vees ($\frac{1}{9}$ vee kaalust), kivimites, pinnases, looduslikes gaasides, naftas ning elusorganismides.

Päikese ja ka paljude tähtede põhiline mass koosneb peamiselt vesinikust.



Joonis 66. Vesiniku kasutamine.

Kordamisküsimusi.

1. Miks ei esine vesinikku atmosfääri madalamates kihtides?
2. Nimetage aineid, mis sisaldavad vesinikku.
3. Mitu grammi vesinikku on 22,5 g vee koostises?
4. Mitu tonni vesinikku on 45 tonnis vees?
5. Kirjutada lõpuni järgmised taandusreaktsioonide võrrandid:
 - a) $\text{SnO}_2 + \text{H}_2 =$
 - b) $\text{FeO} + \text{C} =$
 - c) $\text{HgO} + \text{H}_2 =$
6. Arvutada vesiniku protsendiline sisaldus ammoniaagis (NH_3).

V e e a t ü k k .

VESI JA LAHUSED.

§ 1. Vee omadused.

Puhas vesi on värvusetu, lõhnatu ja maitsetu vedelik. Ohukese kihina on vesi läbipaistev, paksu kihina on ta sinakasroheline. Vesi neelab tugevasti valguskiiri ja juba paarisaja meetri paksune veekiht peab kinni kogu temale langeva valguse, mispärast meresügavustes valitseb pilkane pimedus.

Kui võrrelda täiesti puhta vee maitset hariliku joogivee maitsega, osutub esimene maitsetuks, sest ta ei sisalda lahustunud aineid (soolasid ja gaase), mis muudavad joogivee maitsvaks.

Tavalise rõhu puhul külmub puhas vesi temperatuuril 0°C (muutub jääks) ja keeb temperatuuril 100°C (muutub auruks). Vesi aurub ka madalamal temperatuuril, samuti auruvad jää ja lumi. Sellega on seletatav märja külmunud pesu kuivamine talvel.

Temperatuuril 4°C on vee tihedus kõige suurem. 1 cm^3 puhta vee kaal temperatuuril 4°C võeti kaaluühikuks ja seda nimetatakse grammiks.

Vee külmumisel tema ruumala suureneb, seepärast ongi jää veest kergem (jää erikaal on 0,92). 92 ruumalaühikust veest moodustub 100 ruumalaühikut jääd. Sellel asjaolul on looduses suur tähtsus. Veekogude külmumisel koguneb veekogu põhja kõige «tihedam» vesi, s. t. vesi, mille temperatuur on $+4^{\circ}\text{C}$. Selle kohale asuvad jahedamad veekihid ja veekogu pinnale koguneb kõige väiksema erikaaluga vesi, s. o. jää. Halvasti soojust juhtiv jääkiht takistab veekogude külmumist põhjani ja neis säilib elu.

Et vee ruumala külmumisel suureneb, siis avaldab ta kivimite lõhedes ja pragudes jäätudes suurt survet ning murendab kivimeid.

Kõigist tahketest ja vedelatest ainetest on vesi suurima soojusmahtuvusega. Seepärast jahtuvad veekogud talvel pikkamisi ja soojenevad suvel samuti pikkamisi, olles niiviisi temperatuuri reguleerijaks maakeral.

Vesi võtab osa keemilistest reaktsioonidest. Ta reageerib paljude metallide, mittemetallide ja keemiliste ühenditega.

§ 2. Vee koostis.

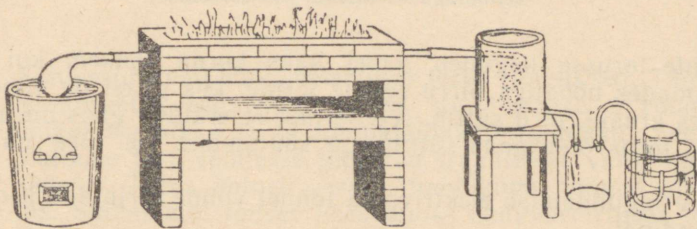
Vesi on liitaine. Selles, et vesi koosneb vesinikust ja hapnikust, me veendusime vesiniku põletamisel hapnikus. Põlemisel ühineb vesinik hapnikuga, moodustades vee (vee süntees). Vee koostist võib kindlaks teha ka tema lagundamisel lihtaineteks (vee analüüs).

Prantsuse teadlane A. Lavoisier selgitas XVIII sajandi lõpul vee keemilise koostise. Ta juhtis veeauru läbi kuumaks aetud raudtoru. Eralduva gaasi kogus ta läbi vee (joonis 67). See gaas oli vesinik. Raudtoru aga kattus seestpoolt musta kirmega — raudoksiidiga. Lavoisier järeldas sellest katsest, et vee molekuli koostisse kuuluv hapnik hapendas raua kõrgel temperatuuril raudoksiidiks, vee koostisse kuuluv vesinik aga vabanes. Seega kuuluvad vee koostisse vesinik ja hapnik.



A. Lavoisier (1743—1794).

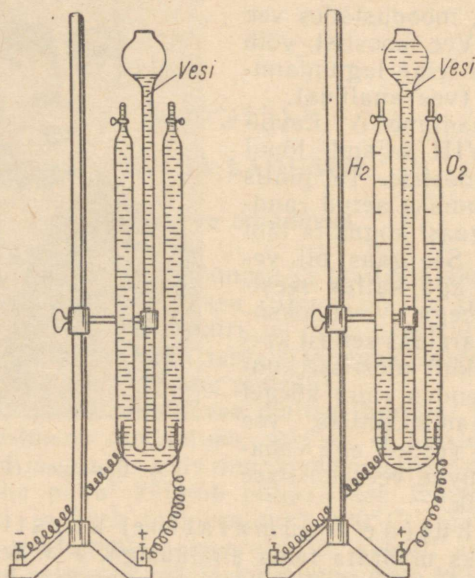
1. Vee mahuline (ruumalaline) koostis. Vee koostist saab kindlaks määrata tema analüüsiga, s. t. tema lagundamisega lihtaineteks. Lagundamiseks kasutatakse harilikult kas soojus- või elektrienergiat.



Joonis 67. Lavoisier' katse.

Elektrivoolu abil lagundatakse vett Hofmanni aparaadis (joonis 68). Hofmanni aparaat koosneb kolmest klaastorust, millest kaks on varustatud kraaniga ja millesse on kinnitatud elektroodid, kolmas on aga lahtine. Et puhas vesi ei juhi elektrivoolu, hapusta-

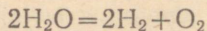
takse vesi väävelhappega ja valatakse siis Hofmanni aparaati, nii et elektrodidega varustatud klaastorud oleksid vedelikuga täiesti täidetud. Järgnevalt ühendatakse elektrodid alalisvoolu allikaga. Voolu sisselülitamisel algab gaasimullide eraldumine elektrodidelt ja torude ülemisse ossa koguneb gaase.



Joonis 68. Vee lagundamine elektrivooluga Hofmanni aparaadis.

Ühte torusse koguneb gaasi kaks korda rohkem kui teise. Lähendades hõõguva pիրru sellele torule, kus gaasi on vähem, ja avades kraani, pird süttib, see näitab, et eralduv gaas on hapnik. Teises torus olev gaas süttib aga süütamisel ise. See gaas on vesinik.

Vee lagundamise elektrivoolu toimet võime kirjutada keemilise võrrandina:



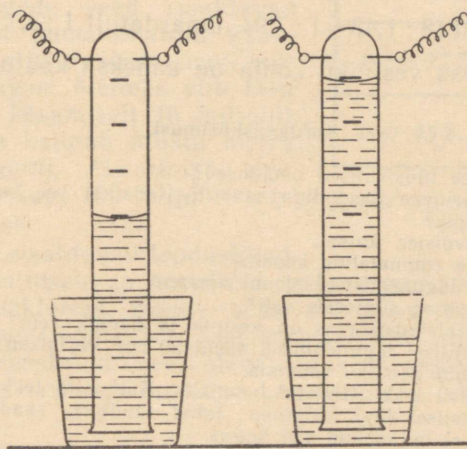
See katse tõestab, et vesi koosneb vesinikust ja hapnikust, kusjuures ühe ruumala hapniku kohta saadakse kaks ruumala vesinikku. Vee koostisse kuuluva hapniku ja vesiniku ruumalaline vahekord on 1:2.

Hapnik : vesinik = 1 : 2 (ruumalaliselt).

Vee lagundamisel elektrivooluga selgitasime vee keemilise koostise — tegime vee analüüsi.

Vee koostist võib kindlaks teha ka vee sünteesiga, s. t. vee saamisega vesinikust ja hapnikust nende reageerimisel.

Vett sünteesis lihtainetest prantsuse teadlane Gay-Lussac 1805. a. Ta segas kinnises anumast teatud koguse vesinikku ja hapnikku. Saadud gaaside segu süütas ta põlema ning määras siis järelejääva gaasi ja selle koguse. Selle alusel ta selgitas, et vee tekkimisel kulub kahe ruumalaühiku vesiniku kohta üks ruumalaühik hapnikku. Samale tulemusele vee koostise kohta jõudsimme ka vee analüüsil. Seega vee süntees kinnitab vee analüüsi andmeid.



Joonis 69. Vee süntees eudiomeetris.

Katse. Sünteesime vett eudiomeetrilises torus (joonis 69). Täidame eudiomeetri veega ning juhime siis temasse 2 ruumalaühikut vesinikku ja 2 ruumalaühikut hapnikku. Seejärel tekitame toru seintesse joodetud traadikeste vahel elektrisädeme. Torus ühineb vesinik hapnikuga, toimub plahvatus. Samal ajal tõuseb veesammas eudiomeetrilises torus. Katse algul oli eudiomeetris 4 ruumalaühikut gaasisegu, katse lõpul aga 1 ruumalaühik, s. t. 3 ruumalaühikut gaasisegu reageeris omavahel, moodustades vee. Eudiomeetrisse jäänud gaasi kindlaksmääramiseks suleme eudiomeetrilise toru vee all korgiga, võtame veest välja, pöörame ümber ja viime torusse hõõguva pirru. Pird süttib. See tõestab hapniku esinemist.

Järelikult kahe ruumalaühiku vesiniku ja kahe ruumalaühiku hapniku segust reageeris keemiliselt kaks ruumalaühikut vesinikku

ühe ruumalaühiku hapnikuga. Üks ruumalaühik hapnikku jäi rea-geerimata. Katse kinnitab, et vee koostisse kuulub vesinikku ruumalaliselt kaks korda rohkem kui hapnikku.

2. Vee kaaluline koostis. Nii vee sünteesiga kui ka analüüsiga selgitati, et vee koostises on vesiniku ja hapniku ruumalaline vahekord 2 : 1, s. t. vee sünteesiks võiksime võtta näiteks kaks ruumalaühikut vesinikku ja ühe ruumalaühiku hapnikku.

1 liiter vesinikku kaalub normaalsetes tingimustes 0,09 g, seega 2 liitrit $2 \cdot 0,09 = 0,18$ g. 1 liitri hapniku kaal samades tingimustes on 1,43 g. Järelikult vesiniku ja hapniku kaaluvahekord vee koostises on

$$0,18 : 1,43 = 1 : 7,94, \text{ ümardatult } 1 : 8,$$

s. t. ühe kaaluosa vesiniku kohta on kaheksa kaaluosa hapnikku.

Kordamisküsimusi.

1. Millised on vee füüsikalised omadused?
2. Millise kahe erineva meetodiga saab tõestada, et vee koostisse kuuluvad vesinik ja hapnik?
3. Kirjeldage Lavoisier' katset.
4. Milline on vee ruumalaline koostis?
5. Kirjutage vee lagunemisreaktsiooni võrrand.
6. Kuidas Gay-Lussac sünteesis vett?
7. Missuguses kaaluvahekorras on vesinik ja hapnik vees?
8. Vee elektrolüütilisel lagundamisel saadi 20 cm³ vesinikku. Leida reaktsioonil moodustunud hapniku ruumala.
9. Vee elektrolüüsil tekkis 150 m³ hapnikku. Kui palju tekkis vesinikku?
10. Veeauru juhtimisel läbi hõõguma aetud raudtoru saadi 5 g vesinikku. Arvutage katsel lagunenud vee kogus.
11. Vesiniku ja hapniku segu plahvatusel tekkis 4,5 g vett. Leidke katsel kulunud hapniku hulk.

§ 3. Vesi looduses.

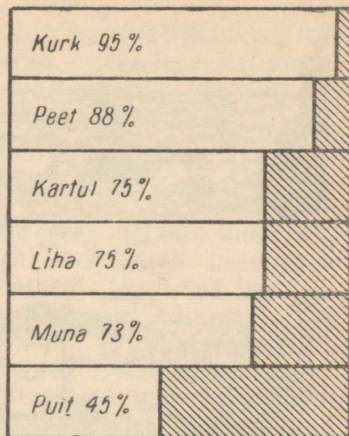
Vett leidub looduses igal pool. Ta on kõige levinum aine maakeral. Umbes $\frac{3}{4}$ kogu maakera pinnast on vee all. Enamik sellest veest on koondunud ookeanidesse, meredesse, jõgedesse ja järvedesse. Palju leidub teda jää ja lumena kõrgmägedes ja polaarmaades ning ka auruna atmosfääris. Vesi kuulub kõikide elusorganismide koostisse. Näiteks inimese kehakaalust moodustab vesi ligikaudu 75%, mõnedes juur- ja puuviljades on veesisaldus koguni üle 95% (joonis 70).

Kõikides ainetes, isegi sääraustes, mida peame kuivadeks (puit, riie), leidub vett. See on tingitud aine hügrooskoopsusest (omadus imada vett). Niisugune vesi on mõnikord kergesti kõrvaldatav nõrgal soojendamisel. Imatud vesi ei ole ainega, milles ta esineb, keemiliselt seotud, ta on ainult selle aine pinnal või poorides. Mõnedel ainetel on omadus koguda endasse õhust niiskust, näiteks

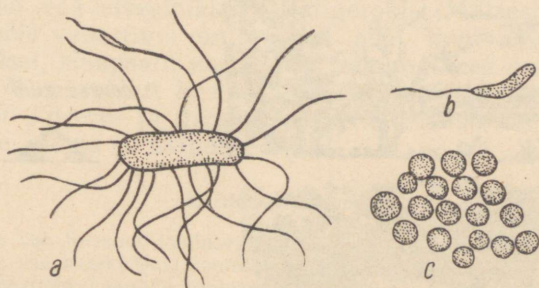
sool ja suhkur muutuvad röske ilma puhul niiskeks. Ka paljud kivimid ja kemikaalid sisaldavad vett, mis aga moodustab ainega keemilise ühendi.

Looduslik puhas vesi sisaldab alati lisandeid — lahustunud ja lahustumata aineid. Lahustumata ainete — liiva, savi, taimsete ja loomsete organismide jäänuste osakesed hõljuvad vees ja muudavad loodusliku vee häguseks. Jõgede veed sisaldavad suurel määral lahustumatuid lisandeid. Niiviisi viivad jõed meredesse suuri ainekogusid. Näiteks viib Don Aasovi merre keskmiselt 16 miljonit tonni, Doonau kannab Musta merre 9 miljonit tonni, Mississipi aga Mēhhiko lahte kuni 100 miljonit tonni aineid aastas.

Peale selle sisaldavad looduslikud veed elusaid taimseid ja loomseid mikroorganisme — vetikaid, infusoore ja baktereid. Nende seas on palju haigusttekitavaid mikroorganisme (joonis 71). Seepärast ei tohi juua veekogudest, mille vesi on reostatud. Vees olevaid mikroorganisme nägi esmakordselt kuulus hollandi õpetlane Leeuwenhoek XVII sajandi teisel poolel.



Joonis 70. Mitmesuguste ainete veesisaldus.

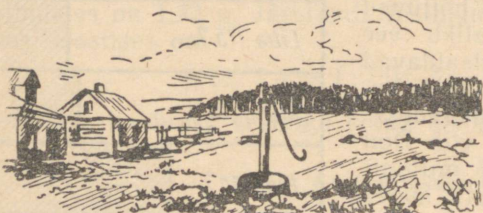
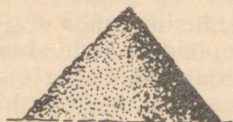


Joonis 71. Vees leiduvad haigusttekitavad pisikud (3000-kordne suurendus): a — tüüfuspisik, b — koolerapisik, c — mädapisik.

Looduslikud veed sisaldavad ka lahustunud aineid, mida saab kindlaks teha vee aurustamisega. Vee aurustamisel jääb aurustunõu seintele ja põhja kirme vees lahustunud ainetest. Nii-sugust lisanditest moodustunud kirmet märkame teekannus, aurukatelde sisepinnal jm., kus ta moodustab nn. katlakivi.



Merevees 35 kg



Kaevuvees kuni 35 kg



Allikavees kuni 20 kg



Jõevees kuni 1,6 kg



Vihmavees kuni 50 g



Joonis 72. Kuivainesisaldus ühes tonnis looduslikus vees.

Lahustunud aineid võtab looduslik vesi kaasa oma ringkäigul. Vee ringkäik looduses toimub pidevalt. Veekogude pinnalt aurunud vesi tiheneb kõrgel jahedates õhukihtides veepiiskadeks, mis moodustavad pilvi. Ühinedes suuremateks piiskadeks, langevad need piisad sademetena (vihma, lume või rahena) maapinnale. Vihma- ja lumevesi on kõige puhtamad looduslikud veed.

Imbudes läbi maapinna kihtide, lahustab vihmavesi pinnases leiduvaid aineid. Seepärast sisaldab kaevu-, allika-, jõe- ja järvevesi alati lahustunud aineid (joonis 72). Ookeani- ja merevesi on rikkad lahustunud soolade poolest. Merevees leidub kuni 4% lahustunud aineid, millest peamise osa moodustab keedusool. Läänemere vees on 0,5% lahustunud soolaid. Merevees lahustunud soolade hulgas leidub vähesel määral peaaegu kõikide keemiliste elementide ühendeid, sealhulgas ka kulda (1 tonnis merevees leidub kuni 2 milligrammi, s. o. 0,002 g kulda).

Tihti tungib looduslik vesi sügavamatesse maakihidesse, moodustades nõndanimetatud põhjavee. Põhjavesi omakorda liigub maakihites ja rikastub paljude lahustuvate ainetega. Mitmed sügavamatest maakoore kihtidest pärit olevad põhjaveed on raviva toimega; neid nimetatakse mineraalveteks. Mineraalveed sisaldavad mitmesuguseid lahustunud soolaid ja gaase. Kasutades sügavpuurimist, saadakse Nõukogude Liidu territooriumil maasügavustest kõige mitmekesisemaid mineraalvee liike, mis sisaldavad raviva toimega aineid: süsihappegaasi, söögisoodat, väävelvesinikku, joodi-, broomi-, raua- jt. elementide ühendeid. Näiteks narsaan (Kislovodskis) on väga süsihappegaasirikas, boržomm sisaldab söögisoodat ja süsihappegaasi, mõnedes mineraalvetes on väävelvesinikku (Pjatigorskis, Matsestas ja Kemeris). Ka meie vabariigis on mitmel pool mineraalvee leiukohti (Pärnu, Püssi, Haapsalu jm.). Need mineraalveed on rikkad rauaühendeist. Mineraalvett kasutatakse paljude haiguste ravimiseks, näiteks mao-, neeru- ja nahahaiguste, närvisüsteemi ja ainevahetuse häirete, reuma jt. haiguste puhul.

Kordamisküsimusi

1. Jutustage vee levikust looduses.
2. Jutustage vee ringkäigust looduses.
3. Kuidas tõestada lisandite olemasolu vees?
4. Millest oleneb vee maitse?
5. Missuguseid aineid leidub looduslikus vees?
6. Kuidas määrata kartulite veesisaldust?
7. Kuidas tõestada, et läbipaistev vesi pole alati keemiliselt puhas?
8. 100 g nisu sisaldab 13,4 g vett. Leidke vee hulk 1 tonnis nisus.
9. Veoautoga veeti 3 tonni kartuleid. Arvutage, mitu tonni vett ja mitu tonni kuivainet veeti autoga, kui kartul sisaldab 75% vett.
10. Lõunaks söödi 150 g kurke. Arvutage, mitu grammi oli selles kurgikoguses vett ja kuivainet, kui kurk sisaldab 95% vett.
11. Miks muutub raiutud puu seistes kergemaks?
12. Seletage, kuidas tekib teekannu ja aurukatlasse katlakivi.

§ 4. Loodusliku vee puhastamine.

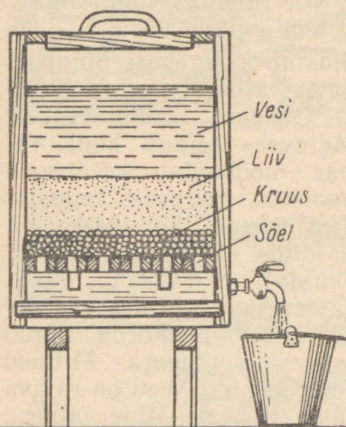
Looduslik vesi on alati saastatud mitmesuguste lisanditega. Olenevalt vee kasutamise otstarbest tuleb teda eelnevalt puhastada. Nii näiteks peab joogivesi vastama järgmistele nõuetele: 1) ta peab olema selge, 2) lõhnatu ja värskendava maitsega, 3) ei tohi sisaldada lagunevaid orgaanilisi aineid ja kahjulikke mikroorganisme.

Mittelahustunud ainetest vabastatakse vesi setitites või filtreerimisel läbi liivakihi (joonis 73). Linnade ja asulate varustamisel veega kasutatakse hiiglamõõtmetega filtreid, kus filtri pinna suurus ulatub mitme hektarini.

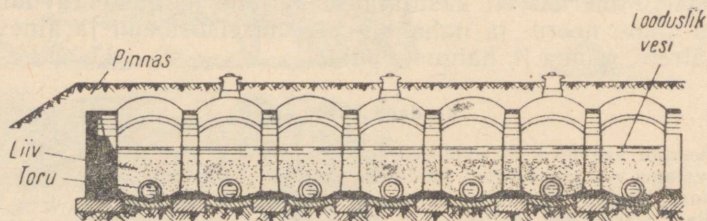
Liivfilter on betoonist basseini, mille põhjas on poorsete seintega дренаažitorud. Drenaazitorude peal asub kivikillustiku kiht ning sellel kruusa- ja liivakiht (joonis 74). Vees olevad lahustumatud lisandid

peetakse kinni liiva- ja kruusakihi poolt ning puhas vesi läbib poorse дренаažitoru seina.

Filtreerimine ei vabasta vett kahjulikest mikroorganismidest. Piskute ja kahjulike mikroorganismide hävitamiseks lisatakse veele desinfitseerivaid aineid, näiteks kloori. Klooritud veel on siiski kõrvalmaitse, seepärast minnakse üle vee osoneerimisele või kiiritamisele ultraviolettkiirgusega.



Joonis 73. Lihtne veepuhastusfilter.

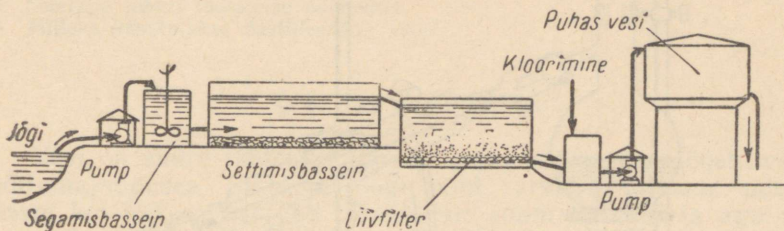


Joonis 74. Veepuhastusfilter filterveevärgis.

Joogivee puhastamine filterveevärgis toimub järgmiselt (joonis 75).

Veekogust (jõgi, järv) pumbatakse vesi segamisbasseini ja lisatakse settimist soodustavaid aineid, mille toimel moodustub

kogukas sade. Sade võtab endaga kaasa vees olevad lahustumatud lisandid ja koguneb settimisbasseini põhja. Vesi puhastatakse lahustumata ainetest lõplikult liivfiltris. Järgnevalt klooritatakse



Joonis 75. Joogivee puhastamine filterveevärgis.

(või osoneeritakse) vett, et hävitada temas leiduvaid kahjulikke mikroorganisme. Sellise käsitlese järel juhitakse vesi torude abil tarbijani.

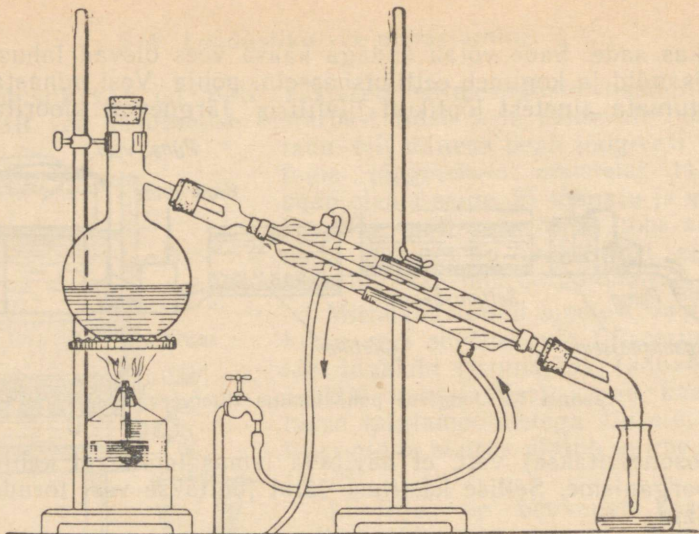
Kordamisküsimusi.

1. Millistele nõuetele peab vastama joogivesi?
2. Millisel põhimõttel töötab liivfilter?
3. Kuidas hävitatakse vees leiduvaid mikroorganisme?
4. Jutustage filterveevärgi tööst.

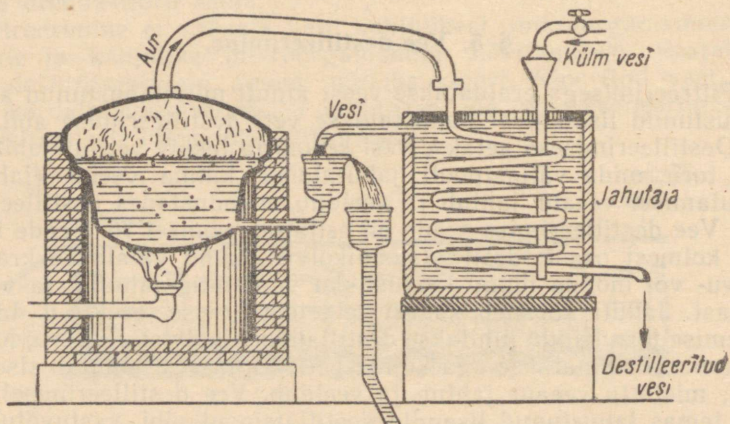
§ 5. Vee destilleerimine.

Filtreerimisega eraldatakse veest ainult mittelahustunud ained. Lahustunud lisanditest puhastatakse vett destilleerimise abil.

Destilleerimiseks aetakse vesi keema ja tekkiv veeaur juhitakse läbi toru, mida väljastpoolt jahutatakse külma veega (jahuti). Jahutamisel veeaur jahtub ja veeldub, moodustades destilleeritud vee. Vee destilleerimise seade on esitatud joonisel 76. Seade koosneb kolmest osast: destillatsioonikolvist, kuhu valatakse kraani-, kaevu- või mõnda muud looduslikku vett, ning jahutist ja vastuvõtjast. Jahuti koosneb kahest teineteise sisse asetatud torust. Sisemise toru kaudu juhitakse destillatsioonikolvist veeauru, torude vaheruumi suunatakse aga külma vett. Külma vesi jahutab sisemist toru, mistõttu veeaur jahtub ja veeldub. Vee destilleerimisel jäävad temas lahustunud lisandid destillatsioonikolvi, vastuvõtukolvi aga koguneb puhas vesi. Suuremate destilleeritud vee koguste saamiseks kasutatakse destilleerimisaparate (joonis 77). Niiviisi saadakse keemiliselt puhast vett, mida kasutatakse keemilaboratoriumides ning apteekides mitmesuguste lahuste ja ravimite valmistamiseks. Destilleeritud vett kasutatakse ka akumulaatorivedeliku valmistamisel. Joogiks on destilleeritud vesi kõlbmatu, sest ta pole maitsev ja on soolade puudumise tõttu ka organismile kahjulik.



Joonis 76. Vee destilleerimine.



Joonis 77. Destilleerimisaparaat.

Destilleerimine on tähtis meetod vedelike puhastamiseks ja mitmest erineva keemistemperatuuriga vedelikust koosneva segu lahutamiseks.

1. Kuidas saadakse keemiliselt puhast vett?
2. Kirjeldage destillatsiooniseadme ehitust.
3. Selätage jahuti töötamise põhimõtet.
4. Milleks kasutatakse destilleeritud vett?

§ 6. Vee kasutamine.

Vesi on suure tähtsusega meie igapäevases elus, tööstuses ja põllumajanduses. Toidu ja joogi näol tarvitab inimene päevas enam kui kaks liitrit vett. Tunduvalt enam kulutab ta aga vett muudeks vajadusteks. Nii on suurtes linnades veetarvidus inimese kohta ligikaudu sada liitrit ööpäevas. Veeta ei saa kasvada ja areneda ka taimed. Mõned neist tarvitavad vett vähe, nagu kiviktaimla taim kukehari või tuntud ilutaimed kaktused. Lehtpuud aga



Joonis 78. Vee kasutamine kastmiseks.

«neelavad» vett tohututes hulkades. Kask näiteks tarvitab ööpäevas kuni 70 ämbritäit vett. Niiskusepuudus väheste sademete puhul kutsub esile põua, mis kahjustab viljasaaki või hävitab selle hoopis. Võitluseks põuaga ehitatakse veehoidlaid ja rajatakse niisutussüsteeme.

Tehnikas kasutatakse vett väga laialdaselt. Transpordis on veeteed iidsetest aegadest kasutusel. Käesoleval ajal peetakse veetransporti kõige odavamaks transpordiliigiks. Kuid ka laevade, vedurite, katlamajade ja muude seadmete aurukatlad vajavad «toitevett». See peab olema mage vesi, et ei tekiks katlakivi.

Suur tähtsus on vee kasutamisel «valge söena» (langeva vee jõud). Vesi paneb tööle veskeid ja hüdroelektrijaamu. 1961. a. lasti

Nõukogude Liidus käiku NLKP XXII kongressi nimeline Volga hüdroelektrijaam, mis on suurim maailmas (võimsus 2,42 miljonit kW). Narva hüdroelektrijaam on suuremaid Balti liiduvabariikides.

Keemiatööstuses on vesi tuntud hea lahustina. Teda kasutatakse nii jahutamiseks kui ka soojendamiseks. Vesi on tooraineks vesiniku ja hapniku saamisel ning neist paljude teiste ainete tootmisel. Ka paljude ainete eraldamiseks segudest on vaja vett. Suured tehased rajatakse veekogude äärde, et vesi oleks kättesaadav suurtes kogustes. Seejuures tuleb aga silmas pidada, et veekogusid ei reostataks tehaste heitvetega. Tööstusjäätmed võivad hävitada veetaimestikku ja kalu. Jõgedesse ja järvedesse juhitud reoveed aga võivad põhjustada inimestel ja loomadel haigusi. Looduslikku veekogusse võib juhtida ainult niisugust vett, millest kahjulikud lisandid on vastavates puhastusseadmetes eraldatud.

Kordamisküsimusi.

1. Milleks kasutatakse vett igapäevases elus?
2. Jutustage vee kasutamisest põllumajanduses.
3. Millisel viisil kasutatakse vett transpordis?
4. Millised tehnilised seadmed põhinevad vee kasutamisel?
5. Jutustage vee kasutamisest keemiatööstuses.

§ 7. Lahused.

Enamik keemilisi reaktsioone toimub lahustes. Järgnevalt selgitame, mis on lahus ja kuidas toimub lahustumine.

Katse. Võtame kaks katseklaasi ja valame neisse destilleeritud vett. Lisame ühte katseklaasi veidi keedusoola ja loksutame. Võrdleme katseklaaside sisu. Aurustame klaasplaadil paar tilka kummastki katseklaasist võetud vedelikku. Ühe aurustunud vedeliku kohale ei teki mingit jääki, teise vedeliku kohale aga tekib valge kirme. Maitseme seda.

Katseklaaside sisu vaatlemisel näeme, nagu oleks mõlemas katseklaasis puhas vesi. Tegelikult on aga ühes katseklaasis kaks ainet — vesi ja vees lahustunud keedusool.

Keskonda, milles ainet lahustatakse, nimetatakse lahustiks.

Katsetest ilmnes, et vesi on hea lahusti. Vesi aga üksinda lahust ei moodusta. Lahuse saime alles siis, kui lahustasime vees soola.

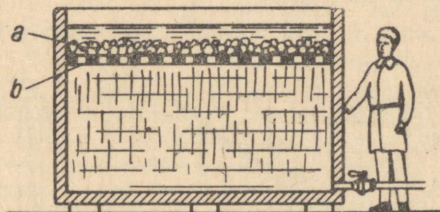
Lahustunud aine ja lahusti koos moodustavad lahuse.

Lahustiteks on vedelikud, nagu vesi, piiritus, bensiin, eeter, tärpentin ja teised ained. Neist bensiini ja tärpentiini kasutatakse rasvapekkide kõrvaldamiseks, sest nad on lahustiteks rasvadele.

Seletame nüüd keedusoola lahustumist molekulaarteooria seisukohalt. Nii vesi kui ka temas lahustunud aine (keedusool) koos-

nevad molekulidest. Korrapäratut liikuvad vee molekulid põrkavad kokku veele lisatud tahke keedusoolaga, viies selle pinnalt ära soola molekule. Eraldunud soola molekulid liiguvad vee molekulide vahele (difusioon). Kui kogu sool on ühtlaselt vee molekulide vahele jaotunud, siis on aine lahustunud.

Praktika näitab, et mida peenem on lahustatav aine, seda suurem on kokkupuutepind aine ja lahusti vahel ning seda kiiremini aine lahustub. Lahustumist kiirendavad ka soojendamine ja segamine. Et segamisele ja soojendamisele mitte energiat raisata, lahustatakse tööstuses paljusid tahkeid aineid erilistes lahustamis-



Joonis 79. Paak ainete lahustamiseks:
a — lahustatav aine; b — sõel.

paakides (joonis 79). Lahustatava aine tükid asetatakse paagis olevale sõelale. Et aine lahus on veest raskem, langeb ta alla. Seega toimub segunemine iseenesest.

Kordamisküsimusi.

1. Kuidas saab muuta selget allikavett keemiliselt puhtaks veeks?
2. Millist ainete omadust tuleb arvestada mineraalväetiste valmistamisel?
3. Seletada lahustumisprotsessi molekulaarteooria seisukohalt.
4. Mis on lahusti? Nimetada tuntumaid lahusteid.
5. Millest koosneb lahus?
6. Kuidas saab lahustumist kiirendada?
7. Ühes katseklaasis on värvusetu soolalahus, teises destilleeritud vesi. Kirjel-dage, kuidas määrata, millises katseklaasis on destilleeritud vesi.
8. Mitu protsenti hapnikku sisaldub difosforpentoksiidis?
9. Mitu kg alumiiniumi sisaldub 20,4 kg alumiiniumoksiidis?

§ 8. Küllastunud ja küllastumata lahused.

Igapäevasest elust teame, et antud veekoguses võib samal temperatuuril lahustada erineva koguse suhkrut või soola.

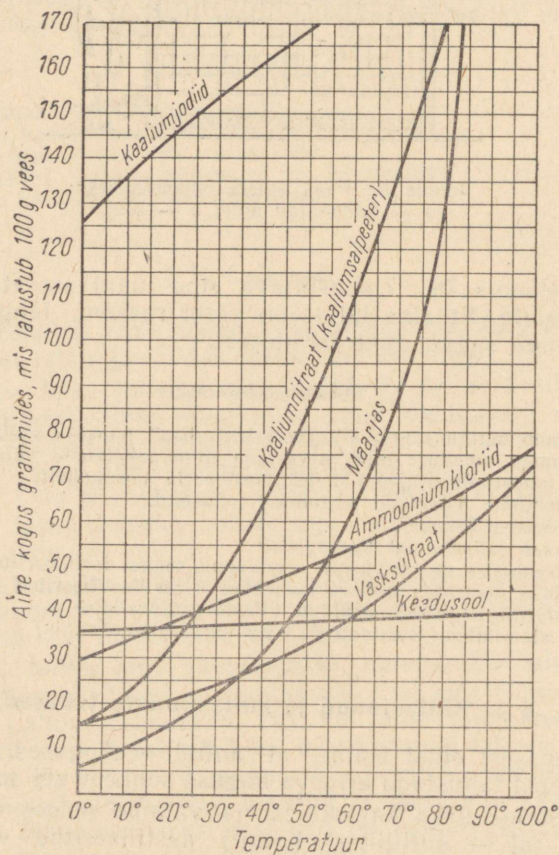
Katse. Võtame kaks katseklaasi ja valame neisse umbes 15 ml (1 ml — milliliiter = 1 cm³) destilleeritud vett. Lisame ühte katseklaasi mõned keedusoola kristallikesed ja teise

samas koguses lupja. Loksutame mõlemad. Keedusool lahustub täielikult, aga lubi nagu ei lahustuks üldse. Filteerime häguse lubjalahuse ja aurustame sellest mõned tilgad klaasplaadil. Klaasile jääb valge lubjakord. Lisame nüüd keedusoola lahusele väikeste annuste kaupa soola juurde, kuni see enam ei lahustu.

Katsed tõestavad, et antud tingimustes üks aine lahustub paremini kui teine. Lubi näis lahustumatuna seepärast, et antud veekogus suutis teda lahustada väga vähe.

Lahust, milles antud tingimustes ainet enam ei lahustu, nimetatakse küllastunud lahuseks.

Keedusoola lahust oli aga võimeline veel soola lahustama.



Joonis 80. Lahustuvuskõverad

Lahust, mis võib antud tingimustes veel sama ainet lahustada, nimetatakse küllastumata lahuseks.

Hiljem muutsime ka keedusoola lahuse küllastunuks, sest lisasime veel soola. Ka keetmisel või kauaaegsel seismisel lahtises nõus (vesi aurustub) võib küllastumata lahus muutuda küllastunud lahuseks.

Et küllastunud lahust muuta uuesti küllastumata lahuseks, on vaja lisada lahustit (antud juhul vett).

Lahustatava aine hulk sõltub lahusti ja lahustatava aine omadustest, kogusest ning mõnede ainete puhul väga suurel määral ka temperatuurist. Toatemperatuuril lahustub näiteks 100 grammis destilleeritud vees 36 g keedusoola, 25 g kaaliumnitraati (salpeetrit) või 9,6 g söögisoodat.

Aine suurimat hulka grammides, mis antud temperatuuril lahustub 100 grammis lahustis, nimetatakse selle aine lahustuvuseks.

Aine lahustuvust vastavalt temperatuuridele võib kujutada graafiku abil. Ainete lahustuvuse graafiku (joonis 80) horisontaalteljele kantakse temperatuur, vertikaalteljele aine kogus grammides, mis lahustub 100 g vees. Lahustuvuskõver iseloomustab aine lahustuvust olenevalt temperatuurist.

Soovides näiteks leida, milline on kaaliumsalpeetri lahustuvus temperatuuril 35°C , võtame horisontaalteljel punkti, mis vastab 35 -le, tõmbame sellest ristjoone lõikumiseni salpeetri lahustuvuskõveraga ja mõõdame selle ristjoone pikkuse. Saame 55 ühikut. See tähendab, et 100 g vees lahustub 35°C juures ülimalt 55 grammi salpeetrit, kusjuures saame küllastunud lahuse.

Kordamisküsimusi.

1. Mis on küllastunud, mis küllastumata lahus?
2. Kuidas on võimalik muuta küllastumata lahust küllastunud lahuseks?
3. Kuidas muuta küllastunud lahust küllastumata lahuseks?
4. Kuidas kindlaks leha, kas antud lahus on küllastunud või mitte?
5. Mida nimetatakse aine lahustuvuseks?
6. Millist sõltub aine lahustuvus?
7. Aurustati 40 grammi küllastunud lahust ja saadi 12 g kuiva soola. Milline on selle soola lahustuvus antud tingimustel?
8. Soola lahustuvus teatud temperatuuril on 20 grammi. Mitu grammi seda soola on vaja 120 grammi küllastunud lahuse saamiseks?
9. Soola lahustuvus on 35 g. Mitu grammi soola saadakse selle soola 405 g küllastunud lahuse aurustamisel?
10. Kui suur on keedusoola lahustuvus 90°C juures (vt. joonis 80)?
11. Leidke vasksulfaadi lahustuvus temperatuuril 75°C .
12. Kaaliumsalpeetri lahustuvus on 120 g. Millist temperatuuri on vaja sellise lahustuvuse saavutamiseks?

§ 9. Tahkete ainete lahustuvus vees.

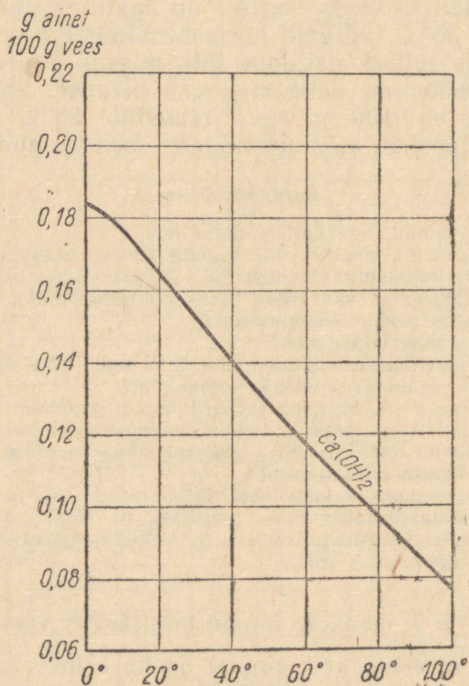
On teada, et erinevatel ainetel on ka erinev lahustuvus. Kaaliumpermanganaadi lahustuvus ilmneb kohe, kui puistame teda vette. Vesi värvub lillaks. Ka lubi lahustub vees, kuid halvasti.

Klaas, kriit, paekivi ja teised ained aga praktiliselt ei lahustu, s. f. lahustuvad tühises koguses. Ei ole olemas vees täiesti lahustumataid aineid. Isegi klaas lahustub, kuid niivõrd väikeses koguses, et me seda igapäevases elus ei märka.

Tahkete ainete lahustuvus vees sõltub suurel määral temperatuurist. Jälgime seda järgmises katses.

Katse. Valame katseklaasi 10 milliliitrit vett ja lahustame selles 2,5 grammi kaaliumnitraati. Aine lahustub täielikult (küllastumata lahus). Lisame nüüd veel 3 grammi kaaliumnitraati. Sellest jääb suurem osa lahustumata (küllastunud lahus). Soojendame katseklaasi. Kaaliumnitraat lahustub siis täielikult. Jahutamisel aga langeb osa kaaliumnitraati lahusest välja ja koguneb katseklaasi põhja.

Katse näitab, et temperatuuri tõusuga lahustuvus suureneb. Enamiku ainete puhul lahustuvus suureneb temperatuuri tõusuga tunduvalt. Ainult mõnel üksikul ainel (näiteks keedusoolal) on lahustuvuse tõus soojendamisel vaevalt märgatav. Mõne aine, näiteks lubja lahustuvus aga väheneb temperatuuri tõusuga (joonis 81).



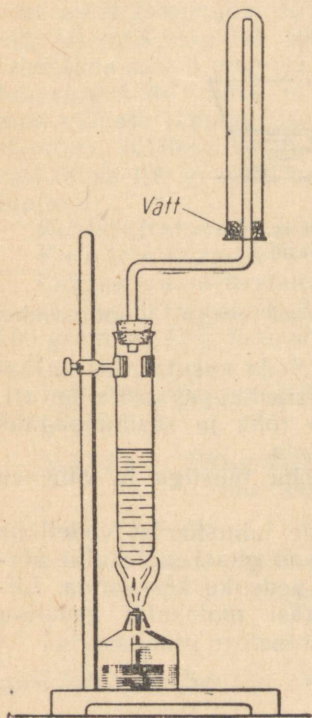
Joonis 81. Kustutatud lubja lahustuvuskõver.

1. Seletada tahkete ainete lahustuvust vees.
2. Nimetada hästi lahustuvaid aineid.
3. Nimetada halvasti lahustuvaid aineid.
4. Mida mõeldakse öeldes, et mõni aine on vees lahustumatu?
5. Millega on seletatav lahustuvuse kiirenemine soojendamisel?
6. Keedusoola lahustuvus temperatuuril 10°C on 35,8 g. Mitu g keedusoola on 300 grammis küllastunud lahuses?
7. 250 g küllastunud (20°C juures) soolalahuse aurustamisel saadi 50 g soola. Kui suur on selle soola lahustuvus?

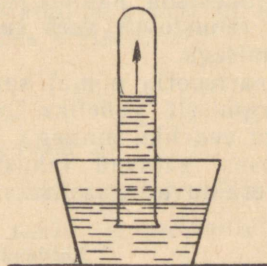
§ 10. Gaaside lahustuvus vees.

Õppides tundma vesiniku ja hapniku füüsikalisi omadusi nägime, et nad kumbki ei lahustunud hästi vees (gaasimullid tõusid veepinnale). On aga gaase, mis lahustuvad vees väga hästi, näiteks ammoniaak (NH_3), kloorvesinik (HCl) jt.

Katse 1. Valame katseklaasi nuuskpiiritust (ammoniaagi vesilahust), suleme ta korgiga, mida läbib gaasijuhtetoru, ja soojendame. Eralduva ammoniaagi (NH_3) juhime gaasijuhtetoru abil kuiva kummilipööratud katseklaasi põhja (joonis 82). Veendunud lõhna järgi, et katseklaas on ammoniaaki täis, suleme katseklaasi pöidlaga ja viime suuetpidi vette (joonis 83). Vesi tungib katseklaasi, milles varem oli ammoniaak.



Joonis 82. Ammoniaagi saamine nuuskpiirituse soojendamisel.



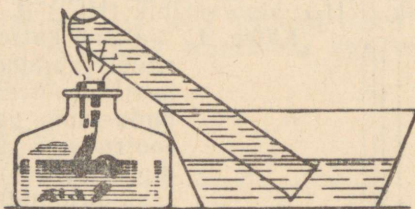
Joonis 83. Ammoniaak lahustub hästi vees.

Katse näitab ammoniaagi väga head lahustuvust vees.

Vastandina enamikule tahketeie ainetele ja vedelikele suureneb gaaside lahustuvus vees temperatuuri langedes ja väheneb selle tõustes. Seepärast jahutatakse tööstuses gaase erilistes jahutites ja alles seejärel nad lahustatakse.

Katse 2. Täidame katseklaasi värske kaevu- või kraaniveega ääreni, katame suudme papist kettaga, pöörame nüüd katseklaasi suudmega allapoole ja asetame keeduklaasi, milles on vett. Kui nüüd katseklaasi põleti leegil soojendada, koguneb tema ülemisse ossa vees lahustunud gaase (peamiselt õhku). Madalamal temperatuuril vees lahustunud gaasid eralduvad soojendamisel (joonis 84).

Gaaside lahustuvus väheneb temperatuuri tõustes ja suureneb temperatuuri alanedes.



Joonis 84. Vee soojendamisel eralduvad vees lahustunud gaasid.

Paljud gaasid reageerivad lahustumisel veega, moodustades uusi aineid.

Gaaside lahustuvus sõltub ka rõhust. Seda kasutatakse karastavate jookide valmistamisel, lahustades süsihappegaasi rõhu all. Kui aga avame limonaadipudeli, alaneb rõhk ja süsihappegaas eraldub mullikestena, pannes joogi kihisema.

Gaaside lahustuvus vees suureneb rõhu tõusuga ja väheneb rõhu alanemisega.

Molekulaarteooria põhjal saab gaaside lahustuvust vedelikus seletada järgmiselt. Vedeliku kohal liiguvad gaasi molekulid põrkavad kokku vedeliku pinnaga, tungides vedeliku keskkonda. Liikudes lahuses, satuvad lahustunud gaasi molekulid vedeliku pinnale ja eralduvad gaasina.

Kordamisküsimusi.

1. Nimetada vees hästi lahustuvaid ja vees vähe lahustuvaid gaase.
2. Miks tekivad külma veega täidetud karahvini siseseintele gaasimullikesed, kui karahvin sooja tупpa tuua?
3. Kuidas mõjutab soojendamine gaaside lahustuvust vees?

4. Kuidas kasutatakse looduslike gaaside vesilahuseid?
5. Seletada gaaside lahustuvust molekulaarteooria põhjal.
6. Milline tähtsus on vees lahustunud hapnikul loomade ja taimede elus?

§ 11. Lahuste kontsentratsioonid.

Lahuseid valmistatakse mitmesugustes kontsentratsioonides, s. t. lahusti ja lahustatud aine kaaluline suhe võib olla mitmesugune.

Lahustatud aine hulka teatavas lahuse koguses nimetatakse lahuse kontsentratsiooniks.

Lahustatud aine suurema sisalduse puhul räägime kangetest ehk kontsentreeritud lahustest, väiksema sisalduse puhul aga lahjendatud ehk väikese kontsentratsiooniga lahustest. Kontsentreeritud lahus ei ole küllastunud, kui temas võib antud temperatuuril veel ainet lahustada. Näiteks saab kontsentreeritud keedusoola lahuses, mis sisaldab 100 grammi vee kohta 26 grammi soola, lahustada samal temperatuuril veel 10 grammi soola. (Keedusoola lahustuvus 20° juures on 36 grammi.) Küllastunud lahus võib aga aine väikese lahustuvuse puhul olla väga väikese kontsentratsiooniga. Näiteks sisaldab kustutatud lubja $[Ca(OH)_2]$ küllastunud lahus 100 grammi vee kohta 20°-sel temperatuuril vaid 0,16 g lubja.

Kontsentratsiooni saab väljendada mitmel viisil.

Kontsentratsiooni väljendamine protsentides.

Lahuse kontsentratsioon protsentides näitab, mitu kaaluühikut ainet on lahustunud 100 kaaluühikus lahuses. Nii sisaldub 100 grammis 15%-lises soolalahuses 15 grammi soola ja 85 grammi vett.

Tutvume lahuste protsendilise koostise arvutustega näidete varal.

Näide 1. 250 g vees on lahustatud 50 g suhkrut. Leida antud lahuse suhkrusisaldus protsentides.

Lahendus.

Saadud lahuse kaal on

$$250 \text{ g} + 50 \text{ g} = 300 \text{ g}.$$

Leiame, mitu protsenti moodustab 50 grammi suhkrut 300 grammi lahusest. Selleks väljendame suhte $\frac{50}{300}$ protsentides:

$$\frac{50}{300} = 0,167 = 16,7\%.$$

Vastus. Lahus sisaldab 16,7% suhkrut.

Näide 2. Mitu grammi soodat on 200 grammis 5%-lises soodalahuses?

Lahendus.

Kuna lahus on 5%-line, siis soodakoguse arvutamiseks leiame 5% 200 grammist soodalahusest, s. o. $5\% \cdot 200 = 0,05 \cdot 200 = 10$ g.

Vastus. 200 grammis 5%-lises soodalahuses on 10 grammi soodat.

Näide 3. Kui palju 3%-list vasksulfaadi lahust saab valmistada 27 grammist vasksulfaadist?

Lahendus.

Kuna 27 g vasksulfaati moodustab lahusest 3%, siis lahust on $27 : 3\% = 27 : 0,03 = 900$ grammi.

Vastus. 27 grammist vasksulfaadist saab valmistada 900 grammi 3%-list lahust.

Protsendilise kontsentratsiooniga lahuste valmistamine.

Kindla hulga antud protsendilise kontsentratsiooniga lahuse valmistamiseks arvutatakse esmalt vajalik lahustatava aine hulk grammides. Seejärel leitakse lahusti hulk.

Näide. Mitu grammi soola ja vett on vaja 40 grammi 10%-lise lahuse valmistamiseks?

Lahendus.

Kuna lahus on 10%-line, siis soolakoguse arvutamiseks leiame 10% 40-st:

$$10\% \cdot 40 = 0,1 \cdot 40 = 4 \text{ g.}$$

Et kogu lahuse hulk on 40 grammi, siis vett on sellise lahuse valmistamiseks vaja $40 - 4 = 36$ grammi.

Vastus. Lahuse valmistamiseks on vaja võtta 4 g soola ja 36 g vett. Kuna vee erikaal on üks, siis mõõdame mensuuriga 36 ml vett ja lisame 4 grammi soola.

Kontsentratsiooni väljendamine ruumalalistes suhetes.

Sageli, eriti vedelike lahustamisel, pole otstarbekohane valmistada protsendilise kontsentratsiooniga lahuseid. Lahjendatud hapete saamiseks võib kasutada ruumalalisi suhteid. Nii väljendab «väävelhape 1:5» kontsentratsiooni, mille puhul on üks ruumala väävelhapet lahustatud viies ruumalas vees.

Kordamisküsimusi.

1. Missugune on lahuse kontsentratsioon protsentides, kui 40 g kaaliumhüdrosiidi (KOH) on lahustatud 120 g vees?
2. 50 g lahuse aurustamisel saadi 4 g soola. Missuguse protsendilise kontsentratsiooniga oli lahus?

3. Mitu grammi keedusoola (NaCl) tuleb lahustada 100 g vees, et saada 10%-line soolalahus?
4. Merevees sisaldub 3,5% soolasisi. Mitu grammi soola saame 2 kg merevee aurustamisel?
5. 60 grammile 10%-lisele lahusele lisati 20 g vett. Missugune on saadud lahuse kontsentratsioon?
6. Klaasitäies vees (200 cm^3) on lahustatud kaks teelusikatäit suhkrut. Missugune protsendiline kontsentratsiooniga on see lahus, kui teelusikatäis suhkrut kaalub umbes 12 g?
7. Portselankausis aurustati 30 g lahust. Arvutage lahuse protsendiline koostis, kui aurustusjääki oli 7,5 g.
8. 20 g suhkrut lahustati 180 g vees. Leida lahuse protsendiline koostis.
9. Esmaabiks vajatakse 1%-list kaaliumpermanganaadi lahust. Leida kaaliumpermanganaadi hulk, mis on vajalik 500 g lahuse valmistamiseks.
10. Kurkide soolamiseks kasutatakse lahust, milles ühe kaaluosa keedusoola kohta võetakse 15 kaaluosa vett. Leidke: a) lahuse protsendiline kontsentratsioon, b) 10 kg soolamislahuse valmistamiseks vajalik soola hulk.
11. Toataimede toitelahuse valmistamiseks kasutatakse väga väikese kontsentratsiooniga lahuseid. Leidke toitelahuse protsendiline kontsentratsioon, kui 1 kg lahust sisaldab a) 1 g väetist, b) 3 g väetist.
12. Kurkide kasvatamisel kasvuhoonetes kulub 2 m^2 kasvupinna kohta 10 kg järgmise koostisega lahust: 30 g ammooniumnitraati, 60 g superfosfaati ja 10 g kaaliumkloriidi. Arvutage ammooniumnitraadi, superfosfaadi ja kaaliumkloriidi protsendiline sisaldus lahuses.
13. Mitu grammi keedusoola on vaja 10 grammi 1,5%-lise lahuse valmistamiseks?
14. Valmistage 20 g 5%-list kaaliumhüdrosiidi lahust.
15. Valmistage keedusoola küllastunud lahus ja arvutage selle protsendiline koostis.
16. Mitu grammi vett tuleb lisada 10 g keedusoolale 4%-lise lahuse valmistamiseks?
17. 100 ml vees lahustati 10 g naatriumkloriidi. Kui suur on lahuse protsendiline kontsentratsioon?
18. Ühes liitris vees lahustati 300 g naatriumnitraati. Missugune on lahuse protsendiline kontsentratsioon?
19. Kui palju vett on vaja 250 g naatriumnitraadi lahustamiseks, et saada 5%-list lahust?
20. Kasutades lahustuvuskõveraid (joonis 80), leida keedusoola, vasksulfaadi ja ammooniumkloriidi kontsentratsioon nende küllastunud lahustes temperatuuril 40°C .

VI peatükk.

OKSIIDID. ALUSED. HAPPED. SOOLAD.

§ 1. Ainete klassifikatsioon.

Keemia õppimisel oleme tutvunud juba paljude ainetega. Käesoleval ajal ulatub uuritud ainete arv üle kolme miljoni. Kuidas orienteeruda sellises tohutus ainete hulgas ja kuidas neid tundma õppida? Keemia toimib siin samuti nagu iga teine teadusharu, millel tuleb tegelda suure hulga mitmesuguse materjaliga. Uurides ainete keemilisi omadusi, selgitab keemia ainetevahelisi seoseid ning avastab ainete sarnasusi ja erinevusi.

Kõik ained jaotatakse koostise järgi kahte pearühma: lihtained ja liitained. Lihtained jagunevad omakorda metallideks ja mittemetallideks. Liitained aga rühmitatakse vastavateks klassideks. Sarnase ehituse ja sarnaste omadustega ained moodustavad ühe klassi. Tutvudes antud klassi tüüpilise esindajaga, saame üldise ettekujutuse selle aineteklassi kohta. See aga kergendab märgatavalt keemia õppimist. Tutvume tähtsamate ühendite klassidega, nimelt oksiidide, aluste, hapete ja sooladega.

§ 2. Oksiidid.

1. Oksiidide koostis. Tutvudes hapniku omadustega selgus, et mitmesuguste ainete põlemisel õhus või hapnikus tekkivad hapendid ehk oksiidid. Näiteks:

MgO — magneesiumoksiid,
 Al_2O_3 — alumiiniumoksiid,
 CO_2 — süsinikdioksiid.

Kõik oksiidid koosnevad kahest elemendist, millest üks on hapnik. Sel alusel koondatakse nad ühisesse klassi — oksiidide ehk hapendite klassi.

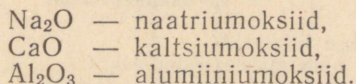
Oksiide tekitavad peaaegu kõik elemendid. Erandiks on vaid õhus leiduvad inertgaasid, mis tavaliselt ei ühine hapniku ega ka teiste elementidega.

2. Oksiidide nimetused. Oksiide saame eristada koostise järgi. Võtame näiteks kaks raua oksidi FeO ja Fe_2O_3 . Mõle-

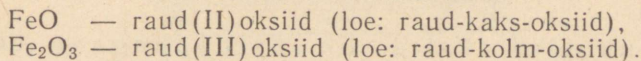
mad raua oksiidid koosnevad elementidest rauast ja hapnikust. Kuid nende molekulide koostisse kuulub erinev arv raua ja hapniku aatomeid. Seetõttu on neil oksiididel erinevad omadused ja ka erinevad nimetused.

Esiialgu vaatleme metalli oksiidide nimetuste tuletamist.

1) Kui metallilised elemendid on püsiva valentsiga, siis moodustavad nad hapnikuga ainult ühe oksidi. Oksidi nimetuses kasutatakse metalli nimetuse järel lihtsalt nimetust «oksidi». Näiteks:

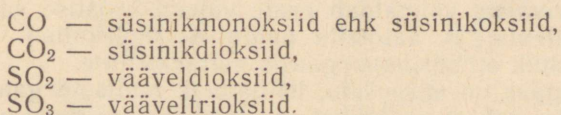


2) Kui metallilised elemendid on muutuva valentsiga, siis moodustavad nad mitu erinevat oksidi. Seesuguste oksiidide nimetused tuletatakse nii, et metalli nimetuse järel asetatakse metalli valents selles oksiidis rooma numbriga sulgudesse. Näiteks:

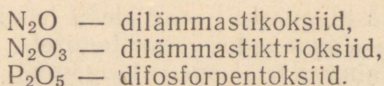


Vaatleme nüüd mittemetalli oksiidide nimetuste tuletamist. Mittemetallid on harilikult muutuva valentsiga. Järelikult võib mittemetall moodustada hapnikuga mitu erineva koostisega oksidi. Mittemetalli oksiidide nimetused tuletatakse nii, et oksidi nimetuses märgitakse mittemetalli ja hapniku aatomite arv vastavas oksiidis. Kui näiteks oksidi molekulis on üks hapniku aatom, siis nimetatakse niisugust oksidi monoksiidiks või lihtsalt oksiidiks, kui kaks, siis dioksiidiks, kui kolm, siis trioksiidiks jne.

Toome mõningaid näiteid mittemetalli oksiidide nimetuste kohta.

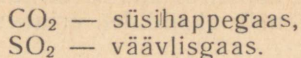


Juhul kui hapniku aatomitega on ühinenud enam kui üks mittemetalli aatom, on nimetused järgmised:



Eesliited mono-, di-, tri-, tetra-, penta-, hekso- jt. on võetud kreekakeelsetest arvude nimetustest. Neid kasutatakse eesti keeles järgmises tähenduses: mono — üks, di — kaks, tri — kolm, tetra — neli, penta — viis, hekso — kuus jne.

Mõnikord kasutatakse ka oksiidide rahvapäraseid nimetusi, näiteks:



Seega võivad oksiididel olla veel oma erinimetused. Paljude oksiidide nimetustega me puutume kokku edaspidi.

Kordamisküsimusi.

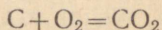
1. Kuidas liigitatakse liitaineid?
2. Milliseid aineid nimetatakse oksiidideks?
3. Kuidas tuletatakse metalli oksiidide nimetusi?
4. Kuidas tuletatakse mittemetalli oksiidide nimetusi?
5. Kuidas nimetatakse okside, mille valemid on järgmised: NO; K₂O; Cu₂O; CuO; ZnO; NO₂; N₂O₅; FeO; Fe₂O₃; SnO; SnO₂?

§ 3. Näiteid oksiidide kohta.

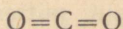
1. Süsinikdioksiid ehk süsihappegaas (CO₂).

Süsihappegaasi leidub õhus (ligikaudu 0,03%), mineraalallikate vees ja mullas. Ta tekib looduses hingamise, kõdunemise ja paljude teiste protsesside puhul.

Süsihappegaas tekib ka süsinikku sisaldavate ainete — puidu, söe, kivisöe, põlevkivi, nafta, petrooleumi ja teiste kütteenainete põlemisel. Nii näiteks söe põlemisel süsinik hapendub ja tekib süsihappegaas:



Süsihappegaasi struktuurivalemit kujutatakse järgmiselt:



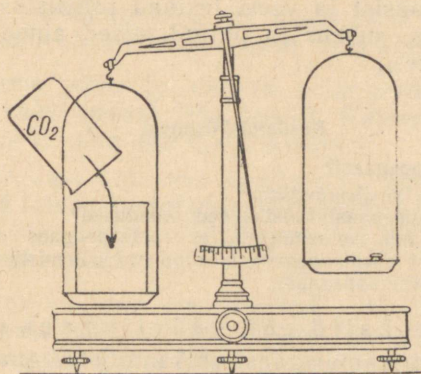
(Struktuurivalem võimaldab peale valemi koostise väljendada elementide valentsi ja aatomite paigutust molekulis.) Valemist näeme, et süsinik on süsihappegaasis neljavalentne.

Süsihappegaas on värvusetu, lõhnatu ja maitsetu gaas. Õhust on ta 1,5 korda raskem, seepärast on võimalik teda nagu vett ühest anumast teise valada (joonis 85). Et süsihappegaas on õhust raskem, koguneb teda sageli maa-alustesse käikudesse ja koobastesse, kus puudub tõmme.

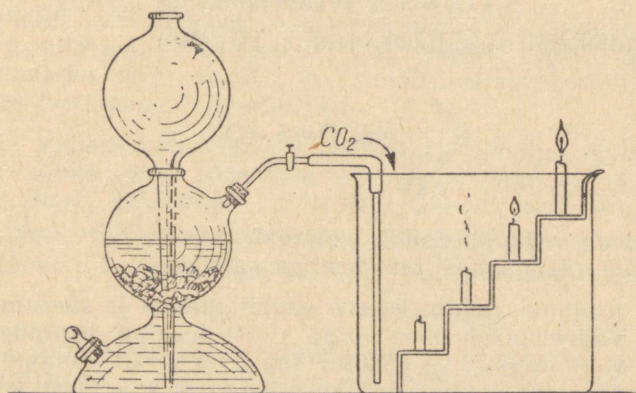
Külmas vees lahustub süsihappegaas võrdlemisi hästi ja teda kasutatakse karastusjookide (limonaadi) valmistamisel.

Süsihappegaas ei toeta inimese ja loomade hingamist. Kui teda leidub ruumis normaalsest enam, mõjub see halvasti, tekitades peapööritust, hingeldamist ja uimasust. Süsihappegaasi suure sisalduse puhul õhus hakkab inimene või loom hapnikupuudusel lämbuma. Seepärast peab töö- ja eluruume pidevalt tuulutama. Samuti tuleb ettevaatusega laskuda kaevudesse ja koobastesse, kuhu võib

koguneda süsihappegaasi, mis oma raskusega õhu välja tõrjub. Kaevu või koopasse on vaja esmalt lasta põlev latern. Kui latern kustub, siis pole seal küllaldaselt hapnikku ja inimene võib lämbuda.



Joonis 85. Süsihappegaas on õhust raskem.



Joonis 86. Künnlad kustuvad süsihappegaasis.

Katse 1. Täidame klaaspurgi süsihappegaasiga ja viime purki põleva pirru. Näeme, et pird kustub.

Katse 2. Võtame klaaspurgi ja asetame sellesse künnlad, nagu on näidatud joonisel 86. Süütame künnlad ja juhime klaastoru abil purki süsihappegaasi. Näeme, et künnlad kustuvad.

Katsed tõestavad, et süsihappegaas on õhust raskem, ei põle ega toeta põlemist. Seepärast kasutatakse teda tulekahjude, peamiselt nafta, petrooleumi ja bensiini kustutamiseks.

Süsihappegaasil on suur tähtsus looduses toimuvates protsessides. Süsihappegaasist ja veest tekivad rohelistes taimedes valguse mõjul tärklis, suhkur ja paljud teised ained (valgud, rasvad, vitamiinid jne.).

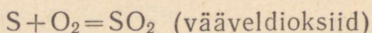
Kordamisküsimusi.

1. Kus leidub süsihappegaasi?
2. Kuidas võib saada süsihappegaasi?
3. Millised on süsihappegaasi füüsikalised omadused?
4. Kirjeldage katset, mis iseloomustab, et süsihappegaas on õhust raskem.
5. Kuidas tõestada, et süsihappegaas ei soodusta põlemist?
6. Kus kasutatakse süsihappegaasi?

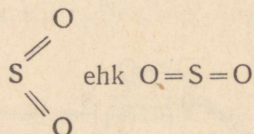
2. Vääveldioksiid ehk väävlisgaas (SO_2).

Looduses leidub väävlisgaasi vulkaanilistes gaasides. Ta tekib väävli ja mõningate väävliit sisaldavate ainete põlemisel õhus või hapnikus.

Põlemisel väävel hapendub (ühineb hapnikuga):



Vääveldioksiidi struktuurivalem on järgmine:



Väävel on vääveldioksiidis neljavalentne.

Tutvume väävlisgaasi omadustega katseliselt.

Katse 1. Asetame raudlusikasse väävliükikese ja süütame selle. Väävel põleb õhus nõrga sinise leegiga, levitades teravat väävlisgaasi (SO_2) lõhna. Järgnevalt asetame põleva väävliga raudlusika klaaspurki ja suleme purgi kaanega. Kui väävli põlemine lakkab, eemaldame raudlusika purgist ja suleme purgi jällegi kaanega.

Väävlisgaas on õhust raskem (üle kahe korra). Ta on terava lämmatava lõhnaga värvusetu gaas. Vääveldioksiid mõjub ärritavalt silmadele ja hingamisorganite limanahkadele, kutsudes esile köha. Väävlisgaas on mürgine ja kahjustab tervist isegi väga väikestes kogustes. Seepärast töötatakse tsehhides, kus esineb väävlisgaasi, gaasimaskides ja töölistele antakse mürgistuste vältimiseks piima.

Väävliisgaasi kui mürkainet kasutatakse eluruumide, keldrite, viljaaitade ning vaatide ja tünnide desinfitseerimiseks, kuna ta mõjub surmavalt haigusttekitavatele pisikutele, putukatele ja hallitusseentele. Näiteks võetakse kasvuhoonete ja teiste ruumide desinfitseerimiseks iga 1 m³ ruumi kohta 5 kuni 15 g väävlipulbrit. See asetatakse plekkpannidele ja süüdatakse põlema. Seejärel suletakse ruumid 1—2 päevaks. Hiljem tuleb ruumie tuulutada.

Katse 2. Süütame pirru ja pistame selle purki, millesse kogusime väävliisgaasi. Pird kustub. Katsest selgub, et väävliisgaas ei põle ega toeta põlemist.

Seda väävliisgaasi omadust kasutatakse mõnikord korstnates põlema hakanud tahma kustutamiseks. Selleks visatakse ahju veidi väävliit, mis põledes tekitab väävliisgaasi. Korsten täitub väävliisgaasiga ja tahma põlemine lakkab.

Katse 3. Klaaspurki, mis on täidetud väävliisgaasiga, valame veidi vett ja loksutame. Pärast loksutamist ei tunne me enam väävliisgaasi lõhna. Järelikult ta lahustus vees.

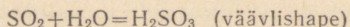
Katse 4. Valame saadud väävliisgaasi vesilahust katseklaasi. Lisame mõne tilga punase värvaine fuksiini lahust. Näeme, et punane värvus kaob.

Järelikult väävliisgaasi vesilahus valastab värvainet. Sellepärast kasutatakse väävliisgaasi riide, paberi, õlgede jm. ainete pleegitamiseks. Eriti suurtes kogustes kasutatakse teda paberitööstuses tselluloosi valmistamisel.

Katse 5. Valame katseklaasi väävliisgaasi vesilahust ja tilgutame sinna mõne tilga lilla värvusega värvaine lakmuse lahust. Täheleandame, et lakmuse värvus muutub punaseks.

Järelikult vääveldioksiidi vesilahuses on tekkinud hape.

Vääveldioksiidi reageerimist veega kujutame järgmise keemilise võrrandi abil:



Kuna vääveldioksiid moodustab veega happe, siis selle omaduse järgi nimetatakse teda happeliseks oksiidiks.

Märkus. Lakmus on värvaine, mis lahustub vees ja mille lahus on lilla värvusega. Kui valada lilla värvusega lakmuse lahust happe lahusesse, siis ta värvus muutub punaseks. Selle tunnuse tõttu kasutataksegi lakmust happe olemasolu kindlaksmääramiseks.

Kordamisküsimusi.

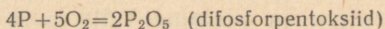
1. Kuidas saadakse väävliisgaasi?
2. Jutustage vääveldioksiidi kasutamisest.
3. Kuidas näidata, et vääveldioksiid ei soodusta põlemist?
4. Millised on vääveldioksiidi omadused?

3. Difosforpentoksiid ehk fosforhappe anhüdriid (P_2O_5).

Difosforpentoksiidi saadakse fosfori põletamisel õhus või hapnikus.

Katse 1. Asetame metall-lusikasse veidi punast fosforit, süütame selle ja viime klaaspurki. Klaaspurgi katame kaanega. Kui põlemine on lõppenud, jätame purgi suletuli seisma järgneva katse jaoks.

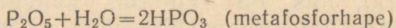
Katse tegemisel näeme, et fosfor põleb energiliselt ning heleda leegiga. Põlemisel tekib suitsutaoline valge tahke aine — difosforpentoksiid (P_2O_5):



Tutvume difosforpentoksiidi omadustega.

Katse 2. Lisame eelmises katses saadud difosforpentoksiidile vett ja loksutame. Valge suits kaob. Sellest näeme, et difosforpentoksiid lahustub hästi vees. Valame saadud lahusesse mõne tilga lilla värvusega lakmuse lahust. Lahus värvub punaseks.

Järelikult ühines difosforpentoksiid veega, kusjuures moodustus uus aine. See aine on happeliste omadustega, sest lakmus muutus punaseks. Tekkis metafosforhape:



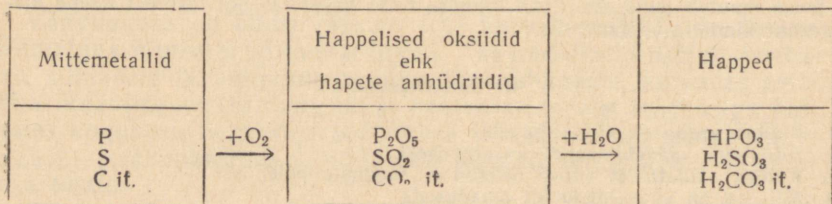
Kuna difosforpentoksiid moodustab veega metafosforhappe, siis kuulub ta selle omaduse tõttu happeliste oksiidide hulka.

Happelisi oksiide tuntakse palju. Kui happelised oksiidid lahustuvad vees, siis tekitavad nad viimasega happeid. Hapete vesilahused moodustavad happelise keskkonna, mida on võimalik kindlaks teha lakmuse abil. Lakmus värvub happelises keskkonnas punaseks. Sellise tunnuse järgi määratakse happe olemasolu vesilahuses.

Kuna happelised oksiidid tekitavad veega reageerimisel happeid, nimetatakse neid mõnikord hapete anhüdriidideks. Sõna «anhüdriid» tähendab «ilma veeta». (Seda tuleb mõista nii, et happe anhüdriidile vett lisades saame happe.)

Difosforpentoksiidi reageerimisel veega võib moodustuda mitu fosforhapet, millega tutvume hiljem. Seega on difosforpentoksiid fosforhappe anhüdriid.

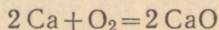
Difosforpentoksiid, vääveldioksiid ja süsinikdioksiid on mitte-metalli oksiidid. Neid võib saada vastavate mittemetallide ühinemisel hapnikuga, näiteks põlemisel. Kõik need oksiidid tekitavad veega reageerimisel happeid. Seost mittemetalli, happelise oksiidi ja happe vahel näitab piltlikult järgmine skeem:



1. Kuidas saadakse difosforpentoksiidi?
2. Millised on difosforpentoksiidi omadused?
3. Kuidas lahustub difosforpentoksiid vees?
4. Seletage happeanhüdrüidi mõistet.

4. Kaltsiumoksiid ehk kustutamata lubi (CaO)

Kaltsiumoksiid tekib kaltsiumi põlemisel õhus või hapnikus. Seejuures kaltsium hapendub:



Kaltsiumoksiidi struktuurivalem on:

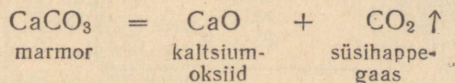


Ühendites on kaltsium kahevalentne.

Praktiliselt saadakse kaltsiumoksiidi kaltsiumkarbonaadist (CaCO_3). Sellise keemilise koostisega aineid on looduses palju. Need on lubja- ehk paekivi, marmor ja kriit. Kuumutamisel kõrgel temperatuuril (üle 1000°C) need ained lagunevad ja moodustavad kaltsiumoksiidi.

Katse 1. Võtame väikese tüki marmorit (või lubjakivi) tiiglitangide vahele ja kuumutame teda põleti leegis. Mõne aja pärast hakkavad marmoritüki servad hõõguma. Siis lõpetame kuumutamise ja vaatleme, mis on marmoriga toimunud.

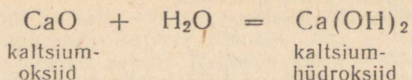
Näeme, et marmoritüki servad on muutunud valgeks. Tekkinud valge aine on kaltsiumoksiid (CaO). Järelikult toimus marmori lagunemine:



Reaktsioonil tekkinud süsihappegaas lendub.

Katse 2. Võtame pool katseklaasitäit vett ja asetame sellesse eelmises katses kuumutatud marmoritüki, mille servadel on kaltsiumoksiidi. Loksutame. Saadud kaltsiumoksiidi vesilahuse valame kahte katseklaasi. Ühte katseklaasi lisame mõne tilga lilla värvusega lakmuse lahust. Lahus värvub siniseks. Teise katseklaasi tilgutame paar tilka fenoolftaleiini lahust. Näeme, et lahus värvub vaarikpunaseks.

Katsed tõestavad, et kaltsiumoksiid reageerib veega ja moodustab uue aine. See aine on kaltsiumhüdroksiid — Ca(OH)_2 . Reaktsioon kulgeb järgmiselt:



Nimetus «hüdroksiid» on tuletatud kreekakeelsest sõnast *hüdor* — vesi (vee-) ja sõnast *oksiid* — hapend. Nimetus «kaltsiumhüdroksiid» näitab, et ta on saadud vee ja kaltsiumoksiidi vastastikusel reageerimisel.

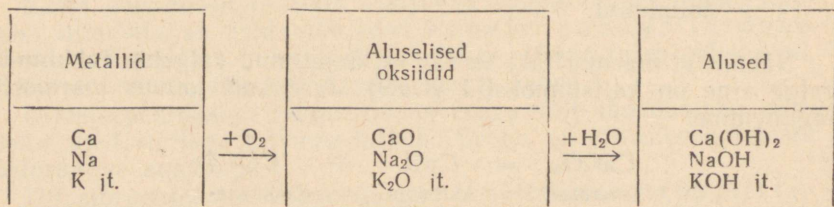
Tuntakse palju niisuguseid oksiide, mis veega ühinedes moodustavad hüdroksiide. Hüdroksiide nimetatakse ka alusteks.

Seega kasutatakse nimetuse «kaltsiumhüdroksiid» kõrval ka nimetust «kaltsiumalus».

Kuna kaltsiumoksiid (CaO) moodustab veega reageerimisel kaltsiumaluse, siis nimetatakse kaltsiumoksiidi aluseliseks oksiidiks.

Aluselisi oksiide on palju. Kui aluselised oksiidid lahustuvad vees, siis moodustavad nad viimasega aluseid. Aluste vesilahuste aluselise keskkonda on võimalik kindlaks teha lakmuse või fenoolftaleiini abil. Lakmus värvub aluselises keskkonnas siniseks, fenoolftaleiin aga vaarikpunaseks. Selliste tunnuste järgi määratakse aluse olemasolu vesilahuses.

Kokkuvõtlikult kujutame seost metalli, aluselise oksiidi ja aluse vahel järgmise skeemi abil:



Kordamisküsimusi.

1. Kuidas võib saada kaltsiumoksiidi laboratooriumis ja tööstuses?
2. Kuidas reageerib kaltsiumoksiid veega?
3. Missuguseid aineid nimetatakse hüdroksiidideks?

5. Indikaatorid.

Katsete varal tegime kindlaks, et happed tekitavad vesilahustes nn. happelise keskkonna. Happelises keskkonnas muutub lilla värvusega lakmuse lahus punaseks. Seega näitab lakmuse värvuse muutumine happelise keskkonna olemasolu.

Alused moodustavad vesilahustes nn. aluselise keskkonna, milles lilla värvusega lakmus muutub siniseks, värvusetu fenoolftaleiini lahus aga vaarikpunaseks. Järelikult lakmuse ja fenoolftaleiini värvuse muutumine näitab aluselise keskkonna olemasolu. Lakmust ja fenoolftaleiini nimetatakse indikaatoriteks (ladina keeles *indicator* tähendab *näitaja*).

Indikaatorid on värvained, mis muudavad oma värvust olenevalt keskkonna reaktsioonist.

Indikaatorite värvuse muutumine on tingitud sellest, et nad reageerivad hapete või alustega ja moodustavad aineid, millel on iseloomulik värvus.

Lakmus on värvaine. Teda lahustatakse destilleeritud vees ja tema vesilahus on lilla värvusega. Fenoolftaleiin on valge tahke aine, mis lahustub alkoholis. Fenoolftaleiini lahus alkoholis on värvusetu. Tuntakse veel palju mitmesuguseid aineid, mida kasutatakse keemias indikaatoritena.

6. Lubja tootmine ja kasutamine.

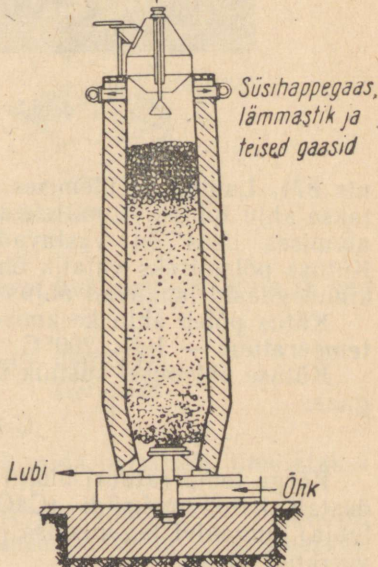
Tööstuses nimetatakse kalsiumoksiidi (CaO) kustutamata lubjaks ja teda saadakse lubjakivist (CaCO_3).

Meie vabariigi lubjakivilademed (paekivi, vasalemma marmor) paiknevad peamiselt Eesti põhjaosas ja saartel.

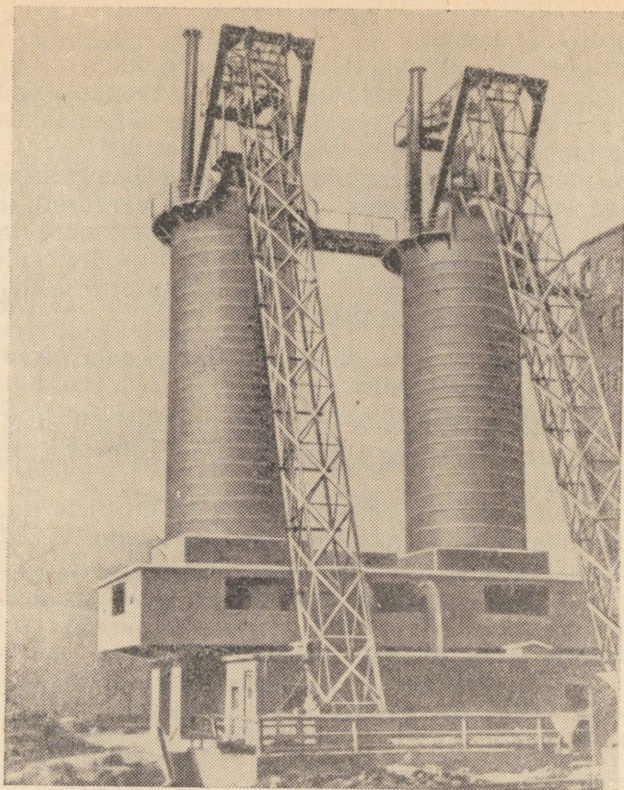
Seoses Eesti NSV ühe suurima keemiatööstuse — Maardu Keemiakombinaadi üleminekulga fosforiidi lahtisele kaevandamisele tuleb muu hulgas eemaldada ka paksud paekivikihid (umbes 1,5 miljonit m^3 aastas). See võimaldab tunduvalt suurendada lubja tootmist meie vabariigis.

Kustutamata lubja saadakse lubjakivi kuumutamisel, nn. põletamisel erilistes ahjudes. Lubjaahi on ligi 20 m kõrgune tulekindlatest tellistest ehitis (joo-

Lubjakivi ja
kütus



Joonis 87. Lubjaahu skeem.

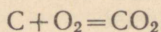


Joonis 88. Lubjaahjud.

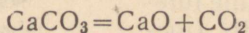
nis 87). Lubjaahju ülemises osas on seadeldis, mille abil laaditakse ahju lubjakivi, millele on lisatud kivisütt (antratsiiti). Ahju alumises osas on vastavad seadmed lubja väljalaadimiseks. Kütuse põlemiseks vajalik õhk juhitakse alt ahju. Põlemisel tekkinud gaasid lahkuvad ahjust ülemises osas oleva korstna kaudu.

Kütus põleb ahju keskmises osas, mille tagajärjel tekib kõrge temperatuur — ligi 1200° C.

Kütuse põlemisel süsinik ühineb hapnikuga ja tekib süsihappegaas:



Kõrge temperatuuri mõjul lubjakivi ($CaCO_3$) laguneb ja moodustab kaltsiumoksiidi (CaO), nn. põletatud ehk kustutamata lubja. Lubjakivi lagunemise reaktsioon kulgeb järgmise keemilise võrrandi järgi:

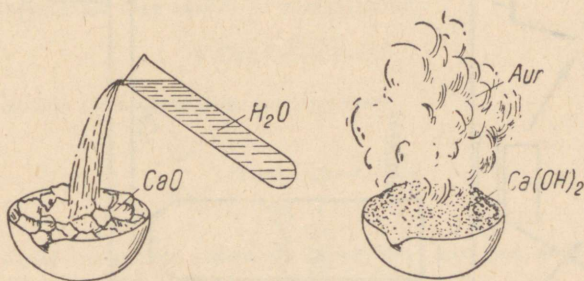


Põlemisprotsessis tekkinud kuumad gaasid liiguvad ahju keskmisest osast kõrgemale, läbides lubjakivi- ja kütusekihte. Seejuures kuivatavad ja soojendavad nad kütust ning lubjakivi. Ahju alumisse ossa koguneb kuum põletatud lubi, mida läbib sissevoolav külm õhk. Seejuures õhk soojeneb, kuum lubi aga jahtub. Eelsoojendatud õhk võimaldab ahjus saavutada kõrgemat temperatuuri, mis kiirendab lubjakivi lagunemist.

Lubjaahi töötab pidevalt, põletamisprotsessi katkestamata. Lubjaahjus toimub protsess vastuvoolu-põhimõttel: lubjakivi koos kütusega liigub ülevalt alla, gaasid aga alt üles. Sellisel viisil saavutatakse kütuse ja sellest tekkinud soojuse otstarbekas kasutamine ning kokkuhoid.

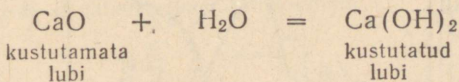
Lubjaahjust saadav põletatud lubi on valge tahke aine. Et kasutada teda ehitusmaterjalina, tuleb lisada vett. Seda protsessi nimetatakse lubja kustutamiseks.

Katse 1. Võtame portselankaussi kustutamata lupja. Valame talle vähehaaval vett peale. Näeme, et lubi neelab algul energiliselt vett ja kihiseb. Mõne hetke pärast hakkab kogu mass tugevasti soojenema ja hiljem isegi nii, et osa vett aurustub (joonis 89). Lubjatükid muutuvad kohedaks valgeks pulbriks.



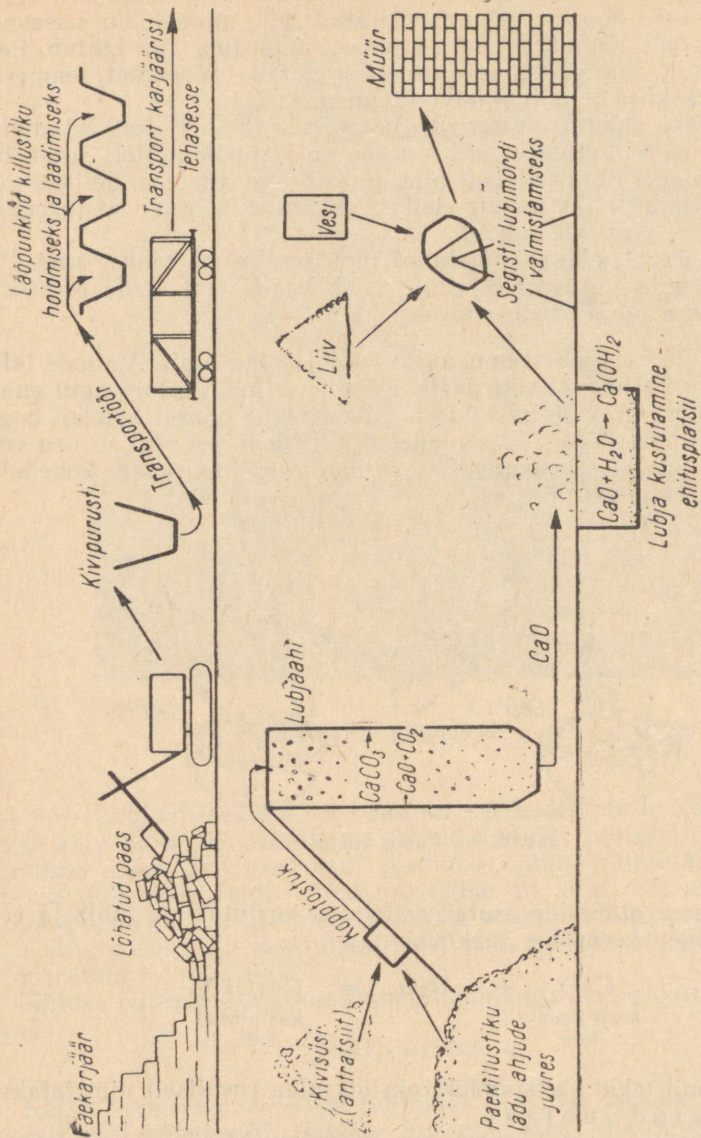
Joonis 89. Lubja kustutamine.

Soojuse eraldumine osutab sellele, et kustutamata lubja ja vee vahel kulgeb keemiline reaktsioon:



Reaktsioonil tekib kaltsiumhüdroksiid, mida tavaliselt nimetatakse kustutatud lubjaks.

Kustutatud lupja kasutatakse ehitustel sideaine — lubimördi valmistamiseks. Seepärast nimetatakse teda ka ehituslubjaks.



Joonis 90. Lubja tootmine ja kasutamine ehitustel.

Lubimõrdi saamiseks segatakse vastavates vahekordades kustutatud lupja, liiva ja vett.

Käesoleval ajal valmistatakse segu segusõlmedes, kuhu on üles seatud automaatselt töötavad segistid. Segusõlmedest transporditakse lubimört ehitusobjektidele. Lubimört kivistub kuivamisel ja muutub kõvaks krohviks, mis on sageli kõvem isegi ehituskividest.

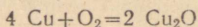
Meie vabariigi suuremad lubjatehased asuvad Tamsalus, Rakkes, Vasalemmas ja Männikul.

Kordamisküsimusi.

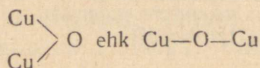
1. Kuidas toodetakse kustutamata lupja?
2. Kirjeldage lubjaahju ehitust.
3. Millised keemilised protsessid kulgevad lubjaahjus?
4. Mida mõistetakse lubja kustutamise all?
5. Jutustage kustutatud lubja kasutamisest.

7. Vase oksiidid.

1) Vask(I)oksiidi (Cu_2O) leidub looduses mineraalina, mida nimeatakse kupriidiks. Vask(I)oksiidi võib saada vase kuumutamisel õhus kõrgel temperatuuril (800°C). Seejuures vask hapendub, s. t. ühineb hapnikuga, ja moodustab ühevalentse vase oksidi — vask(I)oksiidi:

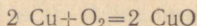


Vask(I)oksiidi struktuurivalem on järgmine:



Vask(I)oksiid on punase värvusega tahke aine, mis vees ei lahustu. Teda kasutatakse vase saamiseks.

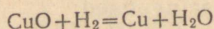
2) Vask(II)oksiid ehk vaskoksiid (CuO) tekib vase kuumutamisel õhus (temperatuuril $500-600^\circ\text{C}$). Seejuures vask hapendub ja moodustab kahevalentse vase oksidi — vask(II)oksiidi:



Vask(II)oksiidi struktuurivalem on järgmine:



Vask(II)oksiid on musta värvusega pulbriline aine, mis vees ei lahustu. Ta taandub kergesti vesiniku toimel võrdlemisi madalal temperatuuril (250°C):



Selle reaktsiooniga me tutvusime vesiniku taandavate omaduste käsitlemisel.

8. Raua oksiidid.

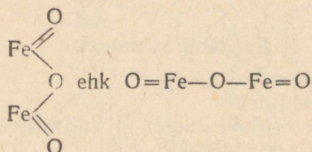
1) Raud(II)oksiid (FeO) on musta värvusega pulbriline aine. Vees ta ei lahustu. Raud(II)oksiidi struktuurivalem on järgmine:



Raud on selles ühendis kahevalentne. Raud(II)oksiidi saadakse rauaühenditest.

2) Raud(III)oksiid (Fe_2O_3) on punakaspruuni värvusega tahke aine, mis vees ei lahustu. Teda leidub laialdaselt looduses punase rauamaagina.

Raud(III)oksiidi struktuurivalem:



Selles ühendis on raud kolmevalentne. Raud(III)oksiidi kasutatakse metallurgias malmi ja terase tootmisel. Samuti kasutatakse teda värvainena rauamenniku, ookri ja mummia nimetuse all põrandate ja plekk-katuste värvimiseks.

Kordamisküsimusi.

1. Missuguseid vase okside tuntakse?
2. Missugused on vask(I)oksiidi omadused?
3. Missugused on vask(II)oksiidi omadused?
4. Kirjutage tähtsamate raua oksiidide valemid.
5. Milleks kasutatakse raud(III)oksiidi?

§ 4. Alused ehk hüdroksiidid.

Oksiidide omadustega tutvumisel nägime, et mõnede aluseliste oksiidide, nagu kaltsiumoksiidi (CaO) reageerimisel veega tekivad hüdroksiidid ehk alused. Mitte kõik aluselised oksiidid ei ühine otseselt veega moodusta aluseid. Veega ühinevad ainult üksikud aluselised oksiidid. Suurem osa alustest saadakse kaudsel teel teistest ühenditest.

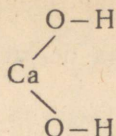
Alused moodustavad neile iseloomulike sarnaste omaduste tõttu omaette keemiliste ühendite klassi — aluste klassi.

Tutvume mõnede alustega ja vaatleme, milles seisnevad nende omaduste sarnasused ja erinevused.

1. Kaltsiumhüdroksiid — $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

Kaltsiumhüdroksiid (kaltsiumalus) on valge tahke aine.

Kaltsiumhüdrosiidi struktuurivalem on järgmine:



Tutvume kaltsiumhüdrosiidi omadustega.

Katse 1. Võtame keeduklaasi veega ja lisame veidi kaltsiumhüdrosiidi. Segame klaaspulgaga. Saame piimja vedeliku — lubjapiima.

Katsest näeme, et kaltsiumhüdrosiid on vees vähe lahustuv aine.

Katse 2. Laseme lubjapiimal seista. Mõne aja pärast sadestub osa kaltsiumhüdrosiidi keeduklaasi põhja. Järgnevalt filtreerime veidi lahust katseklaasi. Saame selge lahuse. See on kaltsiumhüdrosiidi küllastunud lahus, mida nimetatakse lubjaveeks.

Katse 3. Tilgutame klaaspulga abil paberilehele mõne tilga kaltsiumhüdrosiidi lahust ja kuivatame ettevaatlikult põleti leegi kohal.

Pärast vee aurumist muutub paber rabadaks. See tõestab, et kaltsiumhüdrosiid on sööbiva toimega.

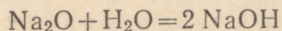
Katse 4. Võtame kahte katseklaasi kaltsiumhüdrosiidi lahust. Ühte katseklaasi lisame mõne tilga lakmuse lahust, teise katseklaasi fenoolftaleiini lahust.

Näeme, et lakmus muutub siniseks, fenoolftaleiin aga vaarikpunaseks.

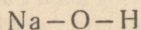
Tehtud katsetest nägime, et kaltsiumhüdrosiid on vees vähe lahustuv aine. Ta on sööbiva toimega (söövitab paberit, nahka, riidet jm.). Tema vesilahus muudab indikaatorite värvust — lakmuse siniseks ja fenoolftaleiini vaarikpunaseks.

2. Naatriumhüdrosiid ehk naatriumalus — NaOH.

Naatriumhüdrosiid on valge tahke aine. Teda võib saada naatriumoksiidi ühinemisel veega:



Naatriumhüdrosiidi struktuurivalem on:



Vaatleme naatriumhüdrosiidi omadusi.

Katse 1. Paneme paberilehele tüki naatriumhüdrosiidi. Mõne aja pärast näeme, et naatriumhüdrosiidid on muutunud niiskeks.

Järelikult naatriumhüdrosiidid neelab õhust veeauru (on hügrokoopne aine).

Katse 2. Võtame katseklaasi veega ja asetame sinna tüki naatriumhüdrosiidi. Segame klaaspulgaga.

Näeme, et naatriumhüdrosiidid lahustub vees hästi. Katseklaas soojeneb, s. t. lahustumisel eraldub soojust.

Katse 3. Võtame klaaspulga abil tilga lahjendatud naatriumhüdrosiidi lahust sõrmede vahele ja hõõrume. Sõrmeotsad muutuvad libedaks.

Märkus. Pärast katset käed kohe puhtaks pesta, sest naatriumhüdrosiidi lahust on väga sööbiv.

Katse 4. Tilgutame paberilehele ja villasele riidelapile mõne tilga kanget naatriumhüdrosiidi lahust. Mõne aja pärast märkame, et paber ja riie muutuvad rabedaks ja lagunevad.

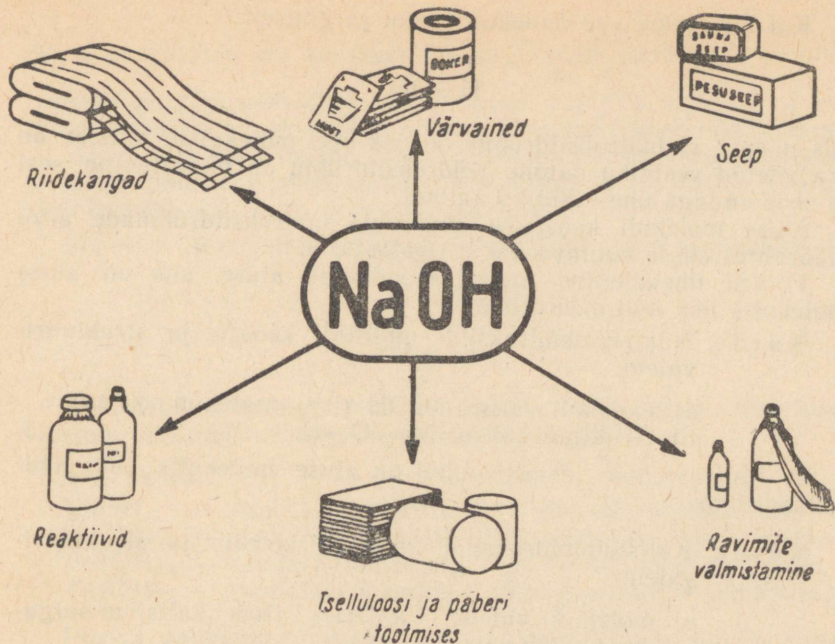
Katsed tõestavad, et naatriumhüdrosiidid on sööbivate omadustega.

Kuna naatriumhüdrosiidid on sööbiva toimega, siis tuleb teda käsitseda ettevaatlikult. Kui naatriumhüdrosiidi või tema lahust satub näole või kätele, võib tekkida haavand. Eriti tuleb hoiduda, et naatriumhüdrosiidi pritsmed ei satuks silma. Juhul kui naatriumhüdrosiidi lahuse pritsmed nahale satuvad, tuleb nad sealt kohe veega ära pesta. Samuti on vaja toimida ka siis, kui naatriumhüdrosiidi lahust satub riietele või jalatsitele.

Katse 5. Võtame kaks katseklaasi lahjendatud naatriumhüdrosiidi lahusega. Lisame ühte katseklaasi paar tilka lilla värvusega lakmuse lahust, teise katseklaasi niisama palju fenoolftaleiini lahust. Näeme, et esimene lahust värvub siniseks, teine aga vaarikpunaseks.

Katsete põhjal võime naatriumhüdrosiidi iseloomustada järgmiselt: naatriumhüdrosiidid on valge tahke hügrokoopne aine, mis lahustub hästi vees. Tema lahustumisel eraldub soojust. Naatriumhüdrosiidid on sööbiva toimega ja muudab indikaatorite värvust: lakmuse siniseks, fenoolftaleiini aga vaarikpunaseks.

Naatriumhüdrosiidil on suur tähtsus keemiatööstuses. Teda kasutatakse seebi valmistamisel rasvadest, mistõttu teda nimetatakse seebikiviks. Samuti kasutatakse teda tehisiidi tootmisel, bensini, petrooleumi ja teiste naftasaaduste puhastamisel jne. (joonis 91).



Joonis 91. Naatriumhüdroksiidi kasutamine.

Kordamisküsimusi.

1. Nimetage kaltsium- ja naatriumhüdroksiidi tähtsamaid omadusi.
2. Kuidas võib saada naatrium- ja kaltsiumhüdroksiidi?
3. Mida nimetatakse lubjapiimaks ja mida lubjaveeks?
4. Milline on kaltsium- ja naatriumhüdroksiidi toime indikaatoritesse?
5. Kus kasutatakse kaltsium- ja naatriumhüdroksiidi?
6. Kuidas reageerivad veega Na_2O ja CaO ? Kirjutada reaktsioonide võrrandid.
7. Mitu grammi kaaliumhüdroksiidi on vaja 1 kg 1%-lise lahuse valmistamiseks?
8. Kirjutada lõpuni järgmised keemilised võrrandid:
 - a) $\text{Ca} + \text{O}_2 = \dots$
 - b) $\text{MgO} + \text{H}_2\text{O} = \dots$
 - c) $\text{K}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = \dots$

3. Aluste koostis ja nimetused.

Aluse keemilisest valemist nähtub, et aluse molekuli koostisse kuuluvad metalli aatom ja hapniku ning vesiniku aatom. Viimased esinevad rühma OH näol, mida nimetatakse hüdroksiidrühmaks. Rühma OH säilib paljudes keemilistes reaktsioonides, seepärast vaadeldakse hüdroksiidrühma nagu tervikut.

Aluseks nimetatakse liitainet, mille molekul koosneb mingi metalli aatomist ja ühest või mitmest hüdroksiidrühmast.

Kui kirjutame vee molekulivalemi järgmiselt:



siis näeme, et hüdroksiidrühm on osa vee molekulist, millest on ära võetud vesiniku aatom. Hüdroksiidrühm on ühevalentne, sest ta seob endaga ühe vesiniku aatomi.

Aluse molekuli koostisse kuuluvate hüdroksiidrühmade arvu määrab alusesse kuuluva metalli valents:

1) Kui ühevalentne metall moodustab aluse, siis on aluse molekulis üks hüdroksiidrühm.

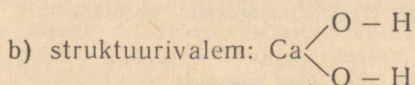
Näide. Naatriumhüdroksiidi molekuli koostis ja struktuurivalem:

- a) molekuli valem: $\overset{\text{I}}{\text{Na}}\overset{\text{I}}{\text{OH}}$ (loe: naatrium-oo-haa)
b) struktuurivalem: $\text{Na} - \text{O} - \text{H}$.

2) Kahevalentse metalli puhul on aluse molekulis kaks hüdroksiidrühma.

Näide. Kaltsiumhüdroksiidi molekuli koostis ja struktuurivalem:

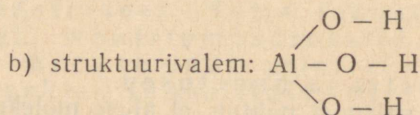
- a) molekuli valem: $\overset{\text{II}}{\text{Ca}}(\overset{\text{I}}{\text{OH}})_2$ (loe: kaltsium-sulgudes-oo-haa-kaks-korda)



3) Kolmevalentse metalli puhul on aluse molekulis kolm hüdroksiidrühma.

Näide. Alumiiniumhüdroksiidi molekuli koostis ja struktuurivalem:

- a) molekuli valem: $\overset{\text{III}}{\text{Al}}(\overset{\text{I}}{\text{OH}})_3$ (loe: alumiinium-sulgudes-oo-haa-kolm-korda)



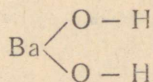
Järelikult aluse koostisse kuuluva metalli valents võrdub aluse hüdroksiidrühmade valentside summaga. Seega, teades metalli valentsi, võime kirjutada vastava aluse valemi. Kui metalli valents on ühest suurem (järelikult ka hüdroksiidrühmade arv on vastavalt suurem), siis asetatakse hüdroksiidrühm sulgudesse; sulu

järele paigutatav arv (indeks) näitab hüdroksiidrühmade üldarvu.

Näiteks alumiiniumhüdroksiidi valemist $\text{Al}(\text{OH})_3$ nähtub, et alumiinium on kolmevalentne ja on seotud kolme hüdroksiidrühmaga.

Aluse struktuurivalemi koostamisel on tarvis meeles pidada, et aluse molekulis tuleb metalli aatom siduda nii mitme hüdroksiidrühmaga, kui suur on metalli valents.

Näide. Baariumhüdroksiidi $[\text{Ba}(\text{OH})_2]$ struktuurivalem on



Muutuva valentsiga metalli puhul tuleb aluse nimetuses valentsi märkida nii nagu metalli oksiidide puhul.

Näiteks:

- CuOH — vask(I)hüdroksiid (loe: vask-üks-hüdroksiid),
- $\text{Cu}(\text{OH})_2$ — vask(II)hüdroksiid (loe: vask-kaks-hüdroksiid),
- $\text{Fe}(\text{OH})_2$ — raud(II)hüdroksiid (loe: raud-kaks-hüdroksiid),
- $\text{Fe}(\text{OH})_3$ — raud(III)hüdroksiid (loe: raud-kolm-hüdroksiid).

Püsiva valentsiga metalli puhul ei märgita hüdroksiidi nimetuses metalli valentsi. Näiteks:

- $\text{Zn}(\text{OH})_2$ — tsinkhüdroksiid,
- $\text{Al}(\text{OH})_3$ — alumiiniumhüdroksiid.

Kordamisküsimusi.

1. Milliseid aineid nimetatakse alusteks?
2. Mis on hüdroksiidrühm? Milline on tema valents?
3. Kuidas koostatakse aluste valemid?
4. Koostage: a) baariumhüdroksiidi, b) tsinkhüdroksiidi, c) raud(III)hüdroksiidi valemid.
5. Kuidas nimetatakse järgmisi hüdroksiide:
 $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, CuOH , KOH ?
6. Mitu grammi naatriumhüdroksiidi on 1 kg 5%-lises lahuses?
7. Määrake metalli valents järgmistes alustes:
 $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, LiOH , $\text{Zn}(\text{OH})_2$.
Koostage nende aluste struktuurivalemid.

4. Leelised ja vees lahustumatud alused.

Naatrium- ja kaltsiumhüdroksiidi omadustega tutvudes nägime, et need alused lahustuvad vees. Naatriumhüdroksiid (NaOH) lahustub hästi, kaltsiumhüdroksiid $[\text{Ca}(\text{OH})_2]$ aga halvemini. Tuntake veel kaaliumhüdroksiidi (KOH), mis omadustelt sarnaneb naatriumhüdroksiidiga. Ka kaaliumhüdroksiid lahustub hästi vees.

Vees lahustuvaid hüdroksiide (aluseid) nimetatakse leelisteks.

Leelistel on mitmeid iseloomulikke omadusi:

- 1) nad lahustuvad vees;
- 2) leelise lahusega niisutatud sõrmeotsad muutuvad libedaks; rasvadega reageerides annavad leelised seebi;
- 3) leelised on tugeva sööbiva toimega: nad lagundavad puitu, paberit, riiet, nahka ja teisi aineid; nahale sattudes kuivatavad nad seda, tekitades valu ja haavandeid;

4) leelised muudavad indikaatorite värvust: lakmuse lilla värvus muutub siniseks, värvusetu fenoolftaleiini lahus vaarikpunaseks. Seega saab leelisi indikaatorite abil kindlaks määrata.

Vees lahustuvaid aluseid (leelisi) on võrdlemisi vähe. Tähtsamad neist on:

- NaOH — naatriumhüdroksiid,
KOH — kaaliumhüdroksiid,
Ca(OH)₂ — kaltsiumhüdroksiid.

Lahustuvaid aluseid ehk leelisi võib saada aluseliste oksiidide (metalli oksiidide) otsesel ühinemisel veega.

Peale lahustuvate aluste ehk leeliste tuntakse palju aluseid, mis vees ei lahustu. Niisuguseid aluseid nimetatakse lahustumatuteks alusteks.

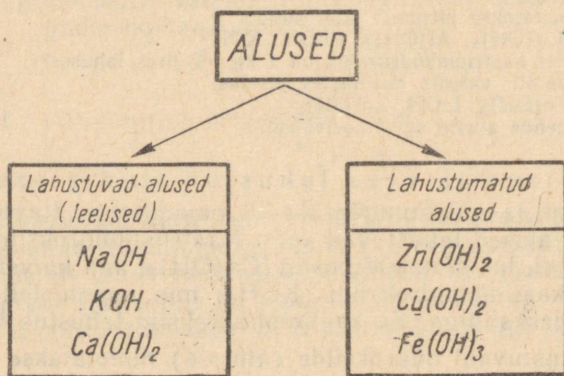
Lahustumatud alused on tahked ained. Nende värvus on erinev. Näiteks:

- 1) Zn(OH)₂ — tsinkhüdroksiid — valge;
- 2) Cu(OH)₂ — vask(II)hüdroksiid — sinine;
- 3) Fe(OH)₃ — raud(III)hüdroksiid — pruun.

Lahustumatuid aluseid ei saa indikaatorite abil kindlaks määrata.

Lahustumatuid aluseid ei ole võimalik saada aluselistest oksiididest, sest et suurem osa aluselisi okside otseselt veega ei ühine. Seepärast saadakse neid keemilistes reaktsioonides vastavatest sooladest.

Aluste liigitus on kokkuvõtlikult järgmine:



1. Kuidas liigitatakse aluseid?
2. Mis on leelised?
3. Missugused on leeliste omadused?
4. Nimetage mõningaid lahustumatuid aluseid.
5. Mille poolest erinevad lahustumatud alused leelistest?

§ 5. Happed.

Me oleme mõningate hapetega juba kokku puutunud. Katsete tegemisel kasutasime väävelhapet (H_2SO_4) ja soolhapet (HCl). Eelmistes katsetes saime väävlishapet (H_2SO_3) ja metafosforhapet (HPO_3).

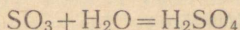
Osa happeid saadakse happeliste oksiidide (mittemetalli oksiidide) ehk happeanhüdriidide ühinemisel veega.

Happed on koostiselt ja omadustelt sarnased keemilised ühendid ja moodustavad seetõttu omaette keemiliste ühendite — hapete klassi.

Tutvume tähtsamate hapetega.

1. Väävelhape ja tema omadused.

Väävelhapet (H_2SO_4) võib saada vääveltrioksiidi ehk väävelhappe anhüdriidi (SO_3) otsesel ühinemisel veega.



Väävelhape on värvusetu ja lõhnatu õlitaoline vedelik. Ta on veest peaaegu kaks korda raskem (erikaal 1,84). Kontsentreeritud ehk kange väävelhape neelab õhust tugevasti veeauru. Kui näiteks kanget väävelhapet kauemat aega hoida lahtises nõus, siis tema kogus veeauru neeldumise tõttu pidevalt suureneb. Seda võib tõestada katsega.

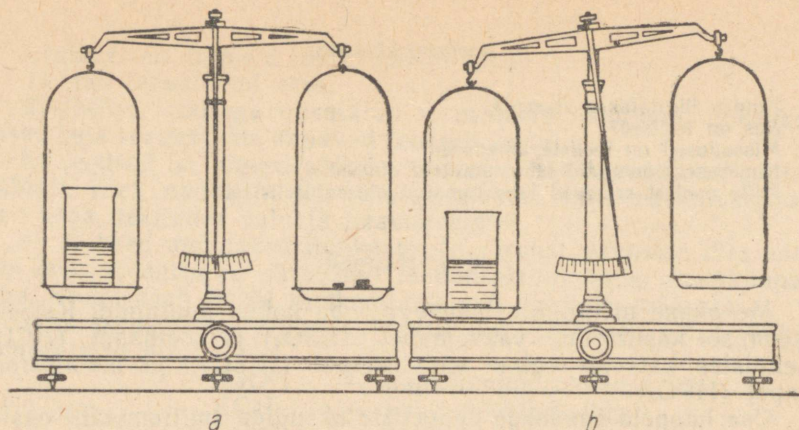
Katse 1. Valame keeduklaasi kanget väävelhapet, asetame kaalu-kausile ja tasakaalustame kaalud (joonis 92). Mõne aja pärast märkame, et keeduklaas koos väävelhappega on raskemaks muutunud.

Kaalu suurenemine tõestab, et väävelhape neelab endasse õhust veeauru. Selle omaduse tõttu kasutatakse kanget väävelhapet laboratooriumides gaasiliste ainete kuivatamiseks.

Väävelhape on väga sööbiva toimega. Selles võib veenduda katsete varal.

Katse 2. Pistame pirru hetkeks kontsentreeritud väävelhappesse. Pird muutub järjest tumedamaks, sest toimub söestumine. Järelikult söövitab väävelhape puitu.

Katse 3. Asetame keeduklaasi väikese koguse peenestatud ja veega niisutatud suhkrut. Valame sellele veidi kontsentreeritud väävelhapet ja segame klaaspulgaga. Kohe



Joonis 92. Väävelhape neelab õhust veeauru: a — katse algul; b — 1 tunni pärast.

näeme, et saadud segu muutub mustaks ning hakkab kihisema ja keeduklaasis ülespoole kerkima (joonis 93). Keeduklaas läheb kuumaks. Suhkur söestub, kusjuures reaktsioonil tekkivate gaasiliste ainete tõttu on süsi kogukas ja urbne.

Katse tõestab, et kange väävelhape on väga sööbivate omadustega — ta lagundab suhkrut.

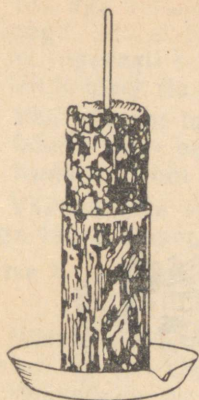
Katse 4. Lahjendatud väävelhappega kirjutame paberile klaaspulga abil mingi sõna või valemi (näiteks H_2SO_4) ja kuivatame aeglaselt leegi kohal.

Näeme, et vesi aurab ja järelejääv kange hape söestab paberi — valem H_2SO_4 tuleb nähtavale (joonis 94).

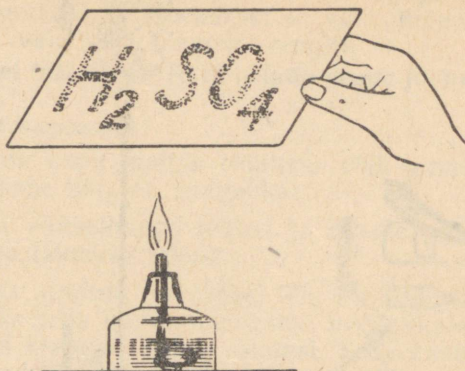
Katse 5. Klaastoru abil tilgutame puuvillasele riidetükile kangel väävelhapat. Mõne aja pärast muutub riie pudedaks ja laguneb puudutamisel.

Tehtud katsetest võime teha järelduse, et väävelhape on väga sööbiv. Paljud ained, nagu puit, paber, riie, nahk jt., söestuvad väävelhappes. Seepärast tuleb väävelhappe kasutamisel ja tema käsitlemisel eriti ettevaatlik olla. Nahale sattunud kontsentreeritud väävelhappe pritsmed põhjustavad kardetavaid põletushaavu. Juhul kui väävelhappe pritsmed nahale satuvad, tuleb see koht kiiresti veega puhtaks pesta ja lõpuks niisutada nõrga söögisooda lahusega.

Katse 6. Valame keeduklaasi külma vett ja mõõdame termomeetri abil selle temperatuuri. Seejärel lisame veidi kontsent-



Joonis 93. Suhkru sões-
tumine väävelhappes.



Joonis 94. Väävelhappe söövitab paberit.

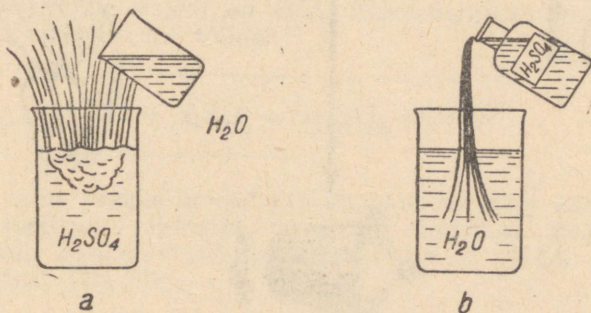
reeritud väävelhapet, segame ja möödame saadud lahuse temperatuuri. Tähdeldame, et temperatuur tõuseb.

Soojuse teke näitab, et väävelhappe lahustumine vees pole puhtfüüsikaline nähtus, vaid et väävelhappe reageerib ka veega.

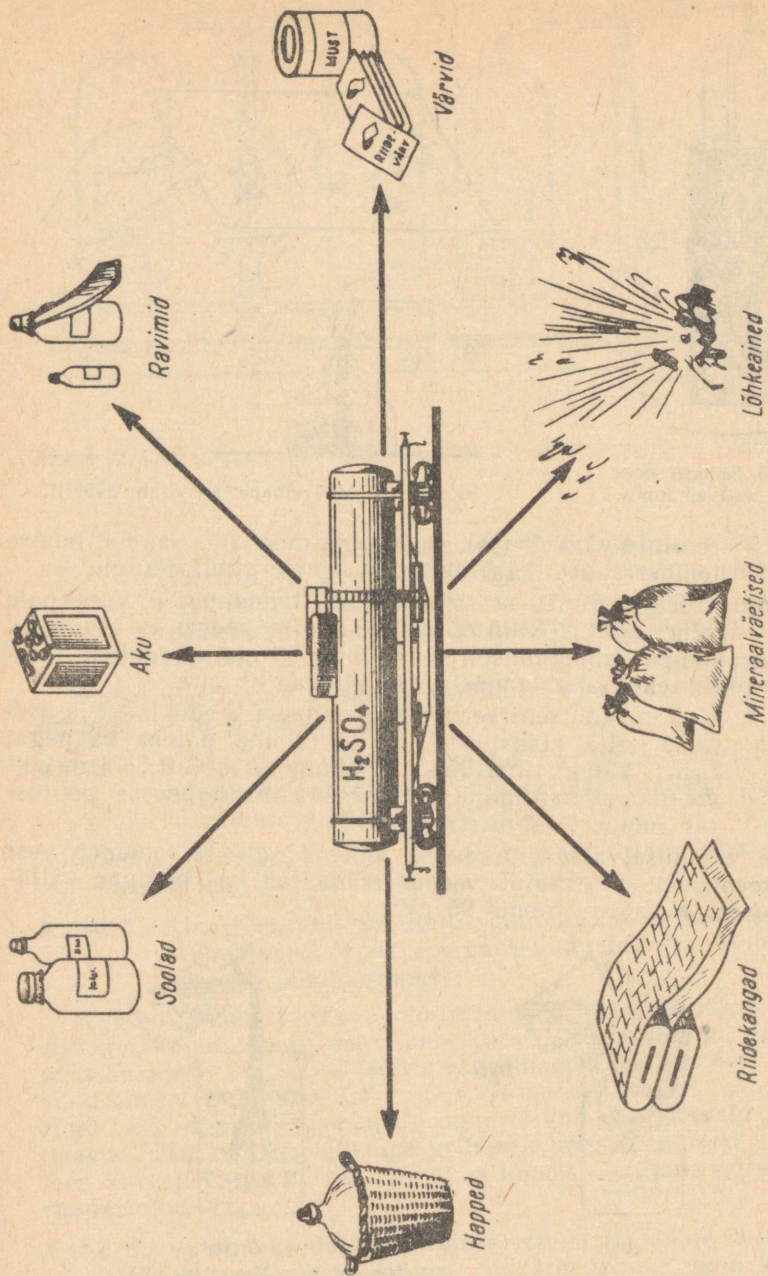
Väävelhappe lahustumisel vees vabaneb palju soojust, seepärast tuleb tema lahustamisel väga ettevaatlik olla.

Katse 7. Valame kontsentreeritud väävelhapet keeduklaasi ja asetame selle klaaspurki, mille katame papist kaanega. Lehtri kaudu tilgutame väävelhappesse vett. Näeme, et veetilgade sattumine kangesse väävelhappesse põhjustab happe laialipritsumist.

Vee valamisel kontsentreeritud väävelhappesse soojeneb vesi kuni keemiseni ja tekkinud veeaur põhjustab väävelhappe väljapaiskumist anumast (joonis 95, a).

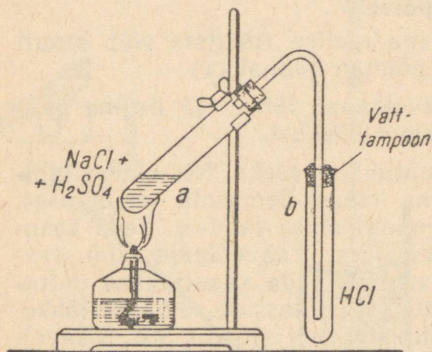


Joonis 95. Vee valamine väävelhappesse (a) ja väävelhappe valamine vette (b).

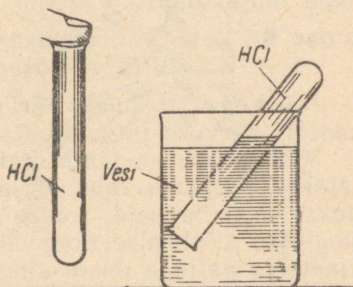


Joonis 96. Väävelhappe kasutusala.

(joonis 97). Kloorvesinikuga täidetud katseklaasi suleme pöidlaga ja asetame vette, suudmega allapoole. Vee all võtame pöidla katseklaasi suudmelt (joonis 98). Näeme, et vesi tungib katseklaasi. Järelikult lahustub kloorvesinik vees. Suleme vee all katseklaasi pöidlaga, tõstame ta veest välja ja pöörame suudmega ülespoole.



Joonis 97. Kloorvesiniku saamine.



Joonis 98. Kloorvesiniku lahustumine vees.

Lisame saadud kloorvesiniku vesilahusele lilla lakmuse lahust. Lakmus värvub punaseks. Järelikult on kloorvesiniku vesilahus happeline.

Kloorvesiniku vesilahust nimetatakse soolhappeks.

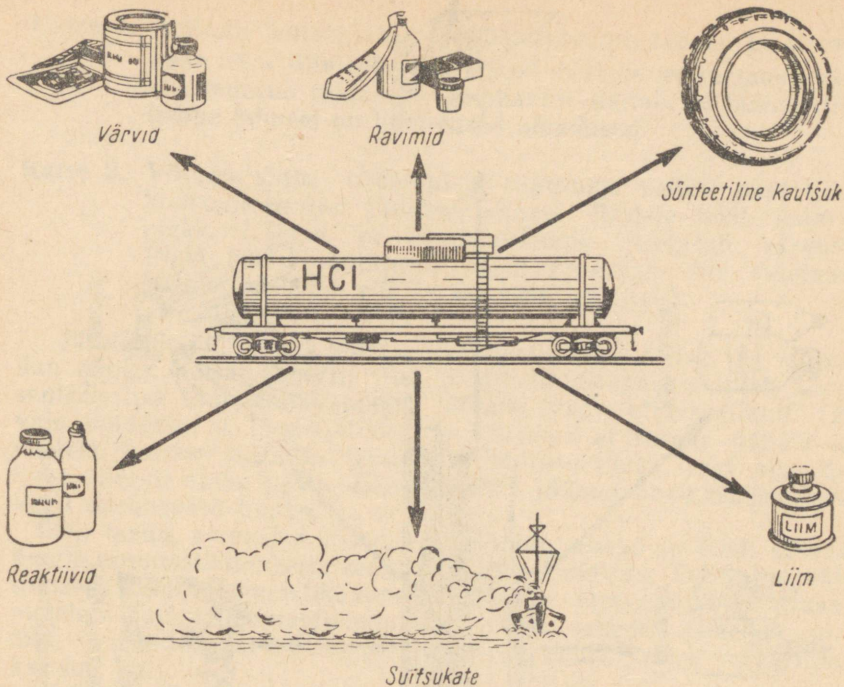
Tööstuses valmistatud kontsentreeritud soolhape on ligikaudu 37%-line kloorvesiniku vesilahus (erikaaluga 1,19). Kontsentreeritud soolhape suitseb õhus, tingituna kloorvesiniku eraldumisest (väljaaurumisest) soolhapest. Kloorvesinik koos õhus oleva veeauruga tekitab väikesi soolhappe piisku, mis moodustavad nn. «suitstu» (joonis 99). Et vältida kloorvesiniku väljaaurumist kontsentreeritud soolhapest, tuleb seda hoida korgiga suletud pudelis.

Soolhape on terava lõhnaga läbipaistev vedelik. Tema vesilahus on hapu maitsega. Soolhappel on sööbiv toime.

Katse 2. Võtame kontsentreeritud soolhapet ja tilgutame seda riide- ja paberitükile. Mõne aja pärast muutuvad riie ja paber rabadaks ning lagunevad puudutamisel.



Joonis 99. Kontsentreeritud soolhape «suitseb» õhus.



Joonis 100. Soolhappe kasutusalaad.

Seepärast tuleb soolhapet ettevaatlikult käsitseda. On vaja vältida kontsentreeritud soolhappe sattumist nahale ja riietele.

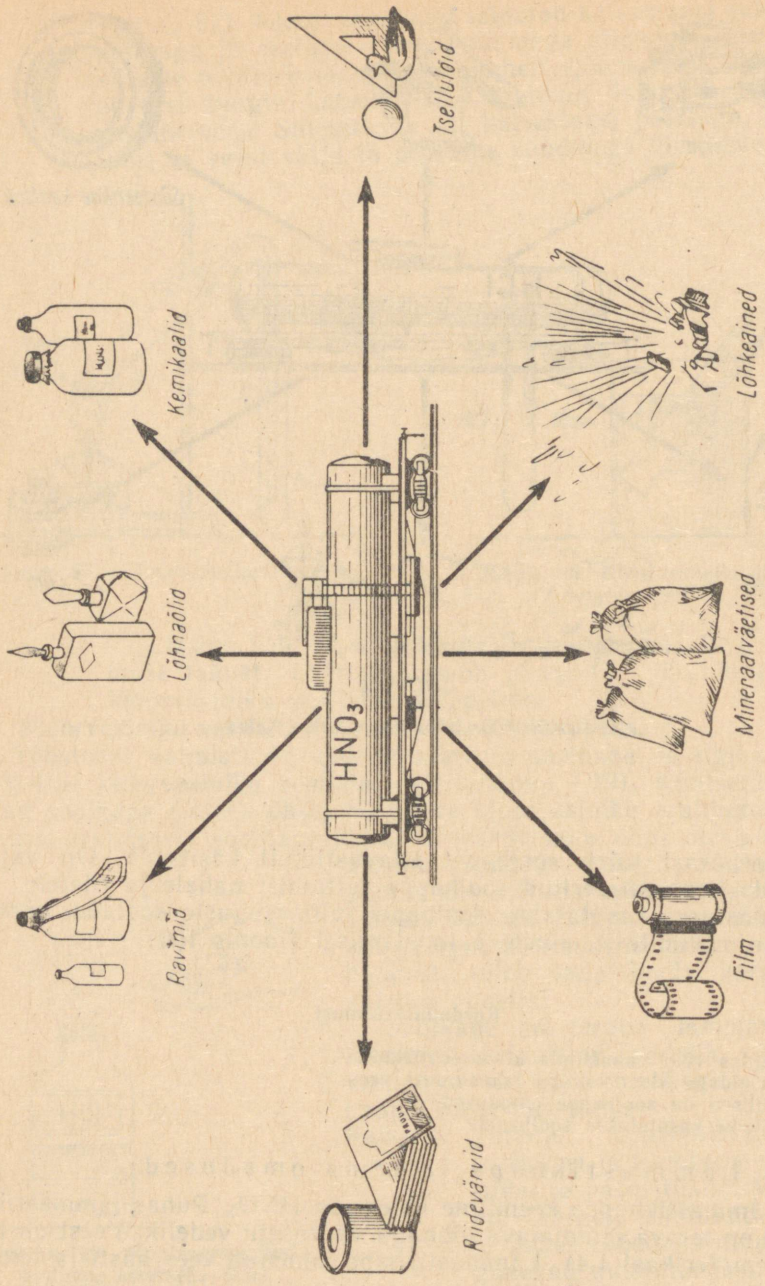
Tööstuses kasutatakse soolhapet mitmesuguste soolade, värvainete, ravimite jt. ainete valmistamisel (joonis 100).

Kordamisküsimusi.

1. Kuidas võib valmistada kloorvesinikku?
2. Kirjeldage kloorvesiniku lahustumist vees.
3. Millised on soolhappe omadused?
4. Milleks kasutatakse soolhapet?

3. Lämmastikhape ja tema omadused.

Lämmastikhappe keemiline valem on HNO_3 . Puhas lämmastikhape on terava lämmatava lõhnaga värvusetu vedelik. Veest on ta raskem (erikaal 1,4). Lämmastikhape lahustub vees hästi ja tema lahus on hapu maitsega.



Joonis 101. Lämmastikhappe kasutusalaad.

Katse 1. Võtame katseklaasi lämmastikhappe lahust ja lisame paar tilka lilla lakmuse lahust. Näeme, et lakmuse värvus muutub punaseks. Indikaator näitab, et lämmastikhappe lahusel on happelised omadused.

Katse 2. Võtame sinise riidelapi ja tilgutame sellele paar tilka kontsentreeritud lämmastikhapet. Riidele tekib ümarik plekk. Näeme, et lämmastikhape pleegitab värvust. Pleki ääred muutuvad algul pruuniks, siis mustaks. Hiljem pudeneb riie ja temasse tekib auk.

Järelikult on kangel lämmastikhappel sööbiv toime. Ta lagundab nahka, puitu, paberit, riidet jt. aineid. Seepärast tuleb kontsentreeritud lämmastikhappetega töötada väga ettevaatlikult. On vaja hoiduda, et lämmastikhappe pritsmed ei satuks nahale ja riidele. Nahale sattudes tekitab ta kollase pleki isegi siis, kui hape kiiresti maha pesta. Eemaldamata jäänud hape tekitab raskesti paranevaid haavu.

On teada, et paljud ained, nagu puidulaastud ja õled, võivad kange lämmastikhappetega kokkupuutumisel süttida. Tulekahju vältimiseks tuleb lämmastikhappetega töötada ettevaatlikult. Klaaspudeleid kange lämmastikhappetega hoitagu jahedas pimedas ruumis, eraldi teistest süttivatest ainetest (puit, paber, vatt, riidekaltsud jm.).

Lämmastikhappel on suur tähtsus rahvamajanduses. Teda kasutatakse väetiste, värv- ja lõhkeainete, ravimite ning paljude teiste ainete tootmisel (joonis 101).

Kordamisküsimusi.

1. Missugune on lämmastikhappe valem?
2. Jutustage lämmastikhappe omadustest.
3. Kuidas käsitseda lämmastikhapet?
4. Missugused on lämmastikhappe kasutusala?

4. Hapete omadused ja koostis.

Eespool me tutvusime mõnede tähtsamate hapetega ja tegime kindlaks, et neil on mitmeid ühiseid iseloomulikke omadusi. Need on järgmised:

1) Kõikide hapete vesilahused on hapu maitsega. Selle omaduse tõttu anti neile nimetus «happed».

2) Hapete vesilahused muudavad ühtemoodi indikaatorite värvust. Lakmuse lahus muutub punaseks.

3) Happed on sööbiva toimega. Nad lagundavad ja söövitavad mitmesuguseid aineid: puitu, paberit, riidet, nahka jm.

Selgitame, millest on tingitud hapete ühised omadused. Selleks tutvume hapete koostisega.

Võrdleme meile tuntud hapete valemiteid:

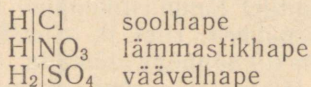
väävelhape — H_2SO_4 (loe: haa-kaks-ess-oo-neli),

soolhape — HCl (loe: haa-kloor),

lämmastikhape — HNO_3 (loe: haa-enn-oo-kolm).

Hapete valemitest nähtub, et kõikide hapete molekulide koostises on vesiniku aatomeid. Happe molekulis võib olla kas üks või mitu vesiniku aatomit. Seega võib happe valemi jaotada kahte ossa — vesinikuks ja mittemetallilise keemilise elemendi (või keemiliste elementide) rühmaks, mis on vesiniku aatomitega seotud.

Näiteks võrdleme meile tuntud hapete valemiteid ja eraldame hapete valemites vesiniku keemilise märgi (koos indeksiga) püstkriipsuga.

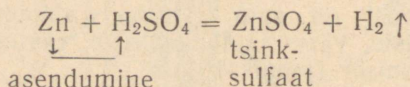


Seda osa, mis ülaltoodud valemites on vesinikust eraldatud püstkriipsuga, nimetatakse **happejäägiks**.

Hape on liitaine, mille molekul koosneb ühest või mitmest vesiniku aatomist ja happejäägist.

Keemiliste reaktsioonide puhul happejäägid tavaliselt ei lagune aatomiteks, vaid ühinevad tervikuna kas vesiniku aatomitega või metalli aatomitega, moodustades uusi keemilisi ühendeid.

Tuletame meelde tsingi ja väävelhappe vahelise reaktsiooni võrrandi, vesiniku saamise puhul:



Võrrandist näeme, et tsingi aatom asendab vesiniku aatomeid väävelhappe molekulis, kusjuures vesinik eraldub. Tsingi aatom liitub väävelhappe happejäägiga (SO_4) ja moodustab tsinksulfaadi. Happejääk (SO_4) säilib tsinksulfaadi molekulis nii, nagu ta oli happe molekulis.

Vaatleme nüüd happejäägi valentsi.

Kui happejääk seob endaga ainult ühe vesiniku aatomi, siis on ta ühevalentne. Kui happejääk seob kaks vesiniku aatomit, siis on ta kahevalentne jne.

Toome näiteid:

1) soolhappe (HCl) happejääk $\overset{I}{Cl}$ on ühevalentne;

2) lämmastikhappe (HNO_3) happejääk $\overset{I}{NO_3}$ on ühevalentne;

3) väävelhappe (H_2SO_4) happejääk $\overset{II}{SO_4}$ on kahevalentne.

Niisiis määrab happejäägi valentsi vesiniku aatomite arv happe molekulis.

Hapete valemitega tutvudes nägime, et kõikide hapete koostisse kuulub vesinik. On kindlaks tehtud, et hapete molekulide

koostisse kuuluvatest vesiniku aatomitest ongi tingitud hapete omadused (hapu maitse, toime indikaatoritesse, võime reageerida teiste ainetega ja mitmed teised ühised omadused).

Kordamisküsimusi.

1. Milline on hapete koostis?
2. Millised on hapete ühised omadused?
3. Mida mõistetakse happejäägi all?
4. Kuidas määratakse happejäägi valentsi?
5. Missugune element kuulub kõikide hapete koostisse?

§ 6. Hapete reageerimine alustega (neutralisatsioonireaktsioon).

Eespool me tutvusime hapete ja aluste omadustega. On teada, et happed ja alused reageerivad alati üksteisega. Kui valada kokku soolhapet ja naatriumhüdroksiidi lahust, siis muutub saadud lahus soojaks, mis osutab keemilise reaktsiooni kulgemisele.

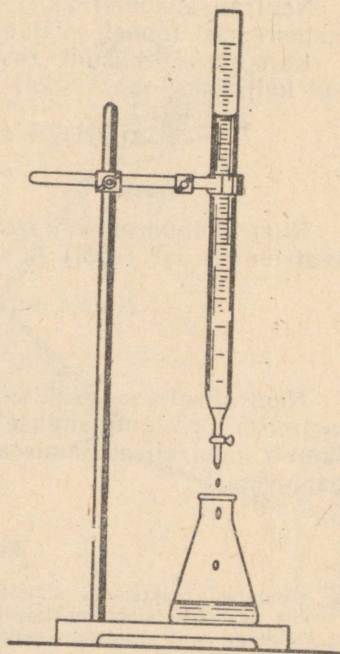
Et selgitada, millised ained moodustuvad aluse ja happe vastastikusel reageerimisel, teeme järgmise katse.

Katse 1. Võtame kolbi lahjendatud soolhapet ja lisame paar tilka fenoolftaleiini lahust. Siis lisame büretist tilkhaaval naatriumhüdroksiidi lahust (joonis 102), kuni lahus muutub roosakaks.

Indikaatori värvuse muutuse järgi võime otsustada, et lahuses enam hapet ei ole. Kolvis tekkinud ainetel ei ole aluse ega happe omadusi. Sellist lahust nimetatakse neutraalseks ja toimunud reaktsiooni neutralisatsioonireaktsiooniks.

Nüüd teeme kindlaks, missugused ained moodustuvad neutraliseerumisel.

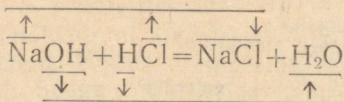
Maitseme saadud neutraalset lahust (kasutades selleks lahusega märjatud klaaspulka). Täheldame, et lahusel on keedusoola maitse. Et kindlaks teha keedusoola olemasolu lahuses, selleks võtame veidi saadud lahust portselankaussi ja aurustame aeglasel soojendamisel lahuse peaaegu kuivaks. Portselankausi põhjale



Joonis 102. Neutraliseerimine: büretis on naatriumhüdroksiidi lahus, kolvis soolhappe.

jäävad valged keedusoolakristallid. Keedusoola valem on NaCl ja keemiline nimetus naatriumkloriid.

Naatriumkloriidi tekkimine naatriumhüdroksiidi ja soolhappe reageerimisel kulgeb järgmise keemilise võrrandi kohaselt:



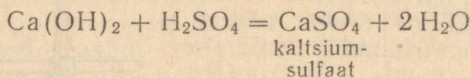
Reaktsiooni olemus seisneb selles, et happe vesinik ja aluse metall asendavad teineteist, kusjuures aluse metall ja happejääk moodustavad soola, aluse hüdroksiidrühm aga ühineb happe vesinikuga, moodustades vee.

Antud juhul kulges aluse ja happe vahel neutralisatsioonireaktsioon, kusjuures tekkisid sool ja vesi.

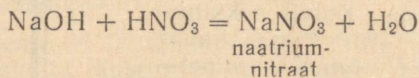
Neutralisatsioonireaktsiooniks nimetatakse aluse ja happe vastastikust toimet, mille tulemusena moodustuvad sool ja vesi.

Neutralisatsioonireaktsioon kulgeb kõikide aluste ja hapete vastastikusel toimel, kusjuures tekivad mitmesugused soolad.

Kaltsiumhüdroksiidi reageerimisel väävelhappega moodustuvad kaltsiumsulfaat (sool) ja vesi:



Naatriumhüdroksiidi reageerimisel lämmastikhappega tekivad naatriumnitraat (sool) ja vesi:



Neutralisatsioonireaktsiooni kasutatakse mitmesuguste soolade tootmisel, põllumajanduses kasutatav muldade lupjamine on samuti neutralisatsioonireaktsioon, millega vähendatakse mulla happelisust.

Kordamisküsimusi.

1. Missugust reaktsiooni nimetatakse neutralisatsioonireaktsiooniks? Kirjutage ühe neutralisatsioonireaktsiooni võrrand.
2. Seletage neutralisatsioonireaktsiooni olemust.
3. Milliste hapete ja aluste neutralisatsioonireaktsioonil saadakse järgmised soolad: KCl, NaNO₃, CaSO₄. Kirjutage vastavate reaktsioonide võrrandid.

§ 7. Soolad.

Neutralisatsioonireaktsioonil moodustuvad happest ja alusest sool ja vesi. Paljusid soolasid saadakse aga ka mitmesugustel muudel reaktsioonidel. Soolad on laialdaselt levinud ained ja moodustavad omaette ühendite klassi — soolade klassi.

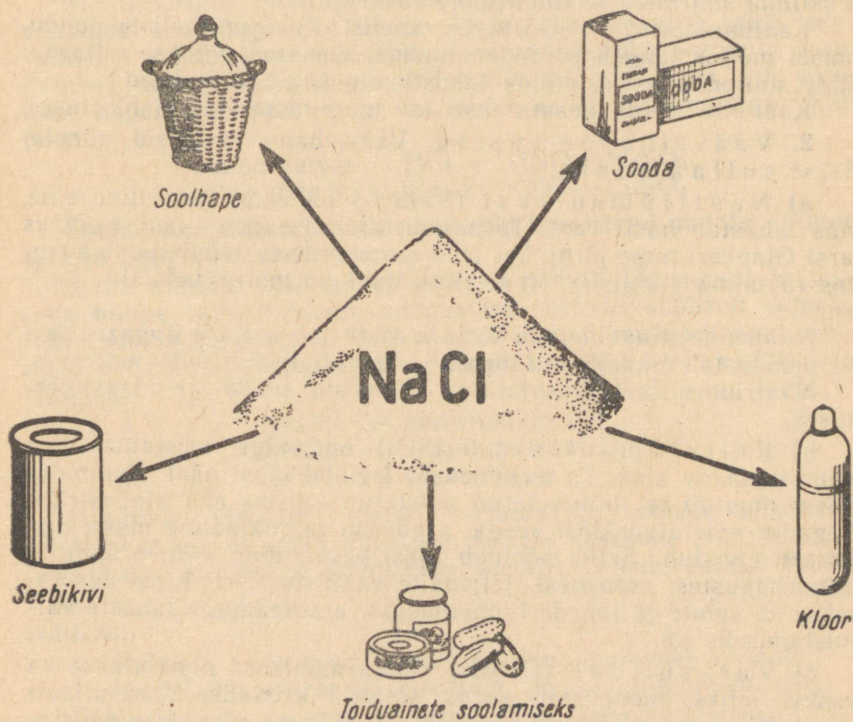
Tutvume mõnede tähtsamate sooladega.

1. Soolhappe soolad. Soolhappe soolasid nimetatakse kloriidideks.

a) Naatriumkloriid ehk keedusool (NaCl). See on värvusetu ja lõhnatu kristalne, soolase maitsega aine. Naatriumkloriid lahustub vees.

Naatriumkloriidi leidub mõnede järvede ja allikate vees; merevees on teda kuni 3%. Keedusoola leidub ka tahkel kujul kivisoolana, mis moodustab sageli suuri lademeid (Solikamskis, Iletskis, Artjomovskis jm.).

Naatriumkloriidi saadakse kas kivisoolalademetest, soolajärvedest või mereveest. Merevesi juhitakse erilistesse basseinidesse,



Joonis. 103. Naatriumkloriidi kasutamine.

kus vesi päikese soojuse toimel aurub ja sool sadestub. Mõnede soolajärvede vesi on naatriumkloriidi suhtes küllastunud, näiteks Baskuntšaki ja Eltoni järve vesi. Soolajärvede vee auru-
misel kuuma suve jooksul sadestub nende põhja kristalne keedu-
sool.

Keedusool kuulub inimese ja loomade toidu koostisse. Soola puudumine toidus kutsub esile haigestumise. Inimene tarvitab aastas keskmiselt 5 kuni 7 kg soola. Keedusoola kasutatakse kiiresti riknevate toiduainete konserveerimiseks, nn. soolamiseks (liha, või, kala jm.).

Naatriumkloriid on väärtuslik tooraine keemiatööstusele. Temast valmistatakse naatriumhüdroksiidi (seebikivi), soodat, soolhapet ja kloori (joonis 103). Peale selle kasutatakse naatriumkloriidi veel naha- ja värvimistööstuses.

b) Kaaliumkloriid (KCl). Välimuselt sarnaneb kaaliumkloriid keedusoolaga. Ta on värvusetu kristalne aine, mis lahustub hästi vees.

Kaaliumkloriidi leidub merevees ja kivisoolalademetes. 1926. a. avastati Nõukogude Liidus Solikamski ja Berezniki rajoonis maailma suurimad kaaliumisoolalademed.

Kaaliumkloriid on väärtuslik väetis. Kaaliumisoolade puudumisel mullas langeb põldude viljakus, seepärast viiakse viljasaad-
kide suurendamiseks mulda lahustuvaid kaaliumisoolasid.

Kaaliumkloriidi kasutatakse ka toorainena keemiatööstuses.

2. Väävelhappe soolad. Väävelhappe soolasid nimetatakse sulfaatideks.

a) Naatriumsulfaat (Na_2SO_4) on valge pulbriline aine, mis lahustub hästi vees. Teda nimetatakse sageli glaubrisoolaks arst Glauberi nime järgi, kes teda esmakordselt valmistas ja kasutas ravimina (lahtisti). Naatriumsulfaat on mõrkjassoolaka maitsega.

Naatriumsulfaati leidub Kaspia mere lahes Kara-Bogazis, kus ta moodustab rikkalikke lademeid. Samuti leidub teda merevees.

Naatriumsulfaati kasutatakse peamiselt sooda- ja klaasitööstuses.

b) Kaltsiumsulfaat (CaSO_4) on valge, kristalne, vees vähe lahustuv aine. Ta on looduses levinud kipsi näol. Kuumutamisel muutub ta niinimetatud põletatud kipsiks ehk alabastriks. Segades põletatud kipsi veega, saadakse taignataoline mass, mis kiiresti kivistub. Sellel põhineb kipsi kasutamine valuvormide ja mitmesugustest esemetest, jäljendite valmistamisel. Kipsi kasutatakse ka seinte ja lagede krohvimiseks, arstiteaduses lahaste valmistamiseks jm.

c) Vasksulfaat (CuSO_4), mida mõnikord nimetatakse ka vaskvitrioliks, moodustab veega siniseid kristalle. Vasksulfaati kasutatakse metallide vasetamiseks ja mõnede värvide valmista-

misel. Põllumajanduses kasutatakse teda taimehaiguste ja -kahjurite tõrjeks.

3. Lämmastikhappe soolad. Lämmastikhappe soolaid nimetatakse nitraatideks. Tähtsamad lämmastikhappe soolad on naatriumnitraat (NaNO_3), kaaliumnitraat (KNO_3), kaltsiumnitraat [$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$] jt. Naatriumnitraati nimetatakse mõnikord naatriumsalpeetriks ehk tšiili salpeetriks, sest suuri naatriumnitraadilademeid leidub Tšiilis. Nõukogude Liidus toodetakse naatriumnitraati tööstuslikult.

Naatrium- ja kaltsiumnitraati kasutatakse põlluväetistena.

Kordamisküsimusi.

1. Jutustage soolhappe soolade (kloriidide) leidumisest looduses.
2. Milleks kasutatakse keedusoola?
3. Jutustage kaaliumkloriidi kasutamisest.
4. Millised on tähtsamad väävelhappe soolad?
5. Milleks kasutatakse väävelhappe soolaid?
6. Millised on tähtsamad lämmastikhappe soolad ja milleks neid kasutatakse?

4. Soolade koostis.

Me tutvusime mõningate soolhappe, lämmastikhappe ja väävelhappe sooladega. Soolad on keemilised ühendid, mida võib vaadelda saadustena, mis tekivad happe vesiniku aatomite asendamisel metalli aatomitega. Seda võib märgata kohe, kui võrdleme hapete valemite neile vastavate soolade valemitega. Näiteks:

happe valem:	HCl	HNO_3	H_2SO_4
soola valem:	NaCl	KNO_3	CuSO_4

Soolad on liitained, mille molekulid koosnevad metalli aatomitest ja happejääkidest.

Soola nimetus tuletatakse vastava metalli nimetusest ja vastava happe ladinakeelsest nimetusest. Rahvusvaheliselt nimetatakse soolhappe soolaid kloriidideks, lämmastikhappe soolaid nitraatideks ja väävelhappe soolaid sulfaatideks. Näiteks:

NaCl	— naatriumkloriid,
KNO_3	— kaaliumnitraat,
CuSO_4	— vasksulfaat.

Muutuva valentsiga metalli sisaldavate soolade nimetused tuletatakse nii, et soola nimetuse keskele, otsekohe metalli nimetuse järele, asetatakse sulgudesse metalli valents rooma numbriga.

Näiteks:

FeSO_4	— raud(II)sulfaat (loe: raud-kaks-sulfaat),
$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$	— raud(III)sulfaat (loe: raud-kolm-sulfaat),
CuCl	— vask(I)kloriid (loe: vask-üks-kloriid),
CuCl_2	— vask(II)kloriid (loe: vask-kaks-kloriid).

Soola valem võib koostada metalli ja happejäägi valentsi järgi. Happejääki vaadeldakse kui tervikut. Niisuguse soola valemis, mis sisaldab mitut happejääki, kusjuures happejääk koosneb mitmest elemendist, asetatakse happejääk sulgudesse. Sulu juurde paremale alla kirjutatakse arv (indeks), mis näitab soola koostisse kuuluvate happejääkide arvu. Näiteks:

kaltsiumnitraat — $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ (loe: kaltsium-sulgudes-enn-oo-kolm-kaks-korda),

alumiiniumnitraat — $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ (loe: alumiinium-sulgudes-enn-oo-kolm-kolm-korda).

Soola valem koostamist vaatleme järgmise näite varal.

Koostame alumiiniumsulfaadi keemilise valem.

1) Kirjutame kõrvuti metalli (alumiiniumi) keemilise märgi ja happejäägi (väävelhappe happejäägi) valem:



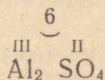
2) Märgime alumiiniumi ja väävelhappe happejäägi valentsid:



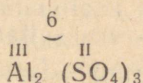
3) Leiame alumiiniumi ja väävelhappe happejäägi valentside väikseima ühiskordse. Väikseim ühiskordne on:

$$3 \times 2 = 6$$

4) Jagame väikseima ühiskordse alumiiniumi valentsiga ($6:3=2$) ja saame arvu (indeksi) 2, mille kirjutame alumiiniumi märgi juurde ning mis näitab alumiiniumi aatomite arvu molekulis:



5) Jagame väikseima ühiskordse väävelhappe happejäägi valentsiga ($6:2=3$) ja saame indeksi 3, mille asetame väävelhappe happejäägi valem juurde ning mis näitab happejääkide arvu soola molekulis:



6) Kontrollime valem koostamise õigsust:

a) alumiiniumi valentsiühikute arv valemis on

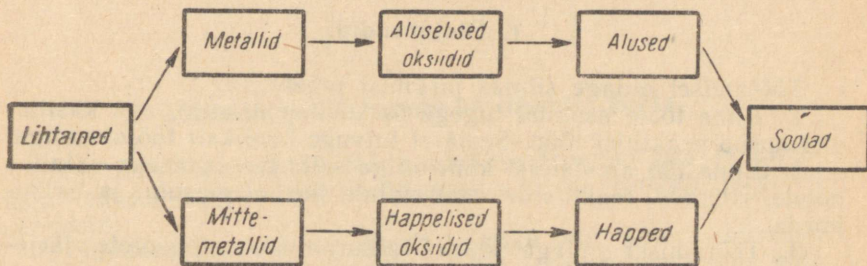
$$3 \times 2 = 6;$$

b) happejäägi valentsiühikute arv valemis on

$$2 \times 3 = 6;$$

c) seega alumiiniumi aatomite valentsiühikute summa on võrdne happejääkide valentsiühikute summaga. Järelikult alumiiniumsulfaadi valem $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ on koostatud õigesti.

Tutvudes oksiidide, aluste, hapete ja sooladega selgus, et lihtaineid saab muuta oksiidideks, oksiidide alusteks või hapeteks ja viimaseid sooladeks. Seost liitainete, aluste, hapete ja soolade vahel näitab piltlikult järgmine skeem:

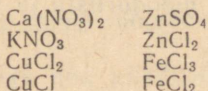


Kordamisküsimusi.

1. Missuguseid aineid nimetatakse sooladeks? Tooge näiteid soolade kohta.
2. Koostage alljärgneva tabeli alusel soolade valemid. Kuidas nimetatakse neid soolaid?

	Hape	HCl	HNO_3	H_2SO_4
Metall				
Na				
Mg				
Al				

3. Kuidas nimetada järgmisi soolaid:



4. Kirjutage järgmiste soolade keemilised valemid:
a) pliinitraat, b) hõbenitraat, c) kaaliumkloriid, d) kaltsiumnitraat, e) kaaliumsulfaat, f) magneesiumsulfaat, g) alumiiniumkloriid, h) vasksulfaat, i) vasknitraat.
5. Määrake metalli valents järgmistes ühendites:
 $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, CaSO_4 , NaCl , $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$, FeSO_4 , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$.
6. Millistesse klassidesse jaotatakse ained?
7. Defineerige, mis on a) lihtaine, b) liitaine, c) aluseline oksiid, d) happeline oksiid, e) alus, f) hape, g) sool.

LABORATOORSED TÖÖD.

1. Üldjuhendid.

Töötamisel pidage silmas järgmisi juhendeid:

1: Enne tööle asumist lugege õpikust neid kohti, mis käsitlevad antud praktilist tööd. Seejärel tutvuge hoolikalt tööjuhendiga.

2. Enne töö alustamist kontrollige selle teostamiseks vajalike nõude, riistade, reaktiivide, materjalide jne. olemasolu ja seisukorda.

3. Töötamisel pidage kinni õpikus toodud töövõtete järjekorrast.

4. Õnnetuste vältimiseks täitke kõiki põlevate, kergesti süttivate, sööbivate, mürgiste ja teiste kahjulike ainete kohta kehtivaid nõudeid.

5. Jälgige tähelepanelikult keemilise reaktsiooni käiku ja märkige üles kõik seejuures esinevad nähtused, nagu reageerivate ainete omaduste muutumine, valgus- ja soojusnähtused, sademe tekkimine, gaasi eraldumine, reageerimise kiirus jne.

6. Töötage rahulikult ja tähelepanelikult. Töötamise ajal valitsegu keemiakabinetis rahu ja kord. Hoidke töökoht puhas. Mahapillatud kemikaal koristage kohe ära. Keemiakabineti sisustus (lauad, nõud, reaktiivid, riistad jne.) hoidke korras.

2. Keemialaboratooriumi tarbed.

Praktiliste tööde teostamisel kasutatakse mitmesuguseid klaas- ja portselannõusid, mõõduriistu ja seadmeid. Tutvume nendega joonise 104 abil.

3. Laboratoorsete tööde ülesmärkimine.

Iga laboratoorse töö käigus kandke töövihikusse selle täpne kirjeldus. Üleskirjutuses peab olema töö teostamise kuupäev, teema nimetus, töö sisu kirjeldus, reaktsiooni võrrandid, arvutused, tähelepanekud ja tulemuste kokkuvõte. Üleskirjutus olgu varustatud selgete joonistega.

M ä r k u s. Üleskirjutust võib teha toodud vormi kohaselt.

Laboratoorse töö üleskirjutuse vorm:

Laboratoorse töö nimetus ja kirjeldus	Joonised	Tähelepanekud ja tulemused. Reaktsiooni võrrandid

4. Juhendid piirituslambi käsitlemise kohta.

Soojendamisega seotud tööde edukaks teostamiseks ja õnnestuste (tulekahju, põletuste) vältimiseks täitke rangelt järgmisi juhendeid:

1. Süüdate piirituslamp ainult tuletiku või põleva pürruga, mitte kunagi ärge kasutage selleks teist põlevat lampi, mis võib esile kutsuda piirituse plahvatuse.

2. Ärge laske piiritusel lambis täielikult ära põleda, sest kui piiritust on jäänud lampi vähem kui $\frac{1}{4}$ selle mahust, võib leek tungida lambi sisemusse ja süüdata tekkinud piiritusaurud (toimub plahvatus).

3. Piirituslambi kustutamiseks asetage tahile selleks ettenähtud kate. Leegi kustutamine puhumisega on rangelt keelatud.

4. Piirituslambi taht peab olema kaetud kattega, et vältida piirituse aurumist ja tahi niiskumist (piirituse aurumisel koguneb tahile vesi, mille tagajärjel taht ei sütti).

5. Vältige piirituslambi ümberminekut või purunemist. Lauale või põrandale valgunud põlev piiritus kustutage kohe kas lapi või liivaga.

6. Ärge kummarduge piirituslambi kohale, sest vastasel korral võivad juuksed süttida.

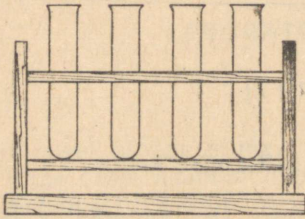
5. Juhendid nõude soojendamise kohta.

1. Asetage soojendatav nõu piirituslambi leegi ülemisse kolmandikku.

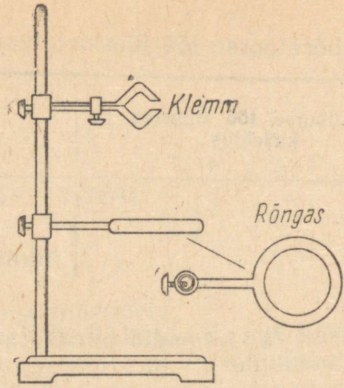
2. Vahetult piirituslambi leegis soojendage ainult õhukesest klaasist ja kumera põhjaga nõusid (katseklaase, ümarkolbe) ja portselanist nõusid (kausse).

Lameda põhjaga nõusid (kolbe, keeduklaase) soojendage ainult asbestiga kaetud võrgul (joonis 105).

3. Katseklaasi üksikute kohtade ülekuumenemise vältimiseks liigutage katseklaasi põleti leegis. Hoidke katseklaas kaldasendis ja nii, et tema suue oleks endast ja naabritest eemale suunatud.



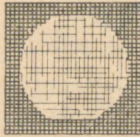
Statiiv katseklaasidega



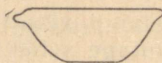
Statiiv



Piirituslamp



Asbestvõrk



Portselankauss

Vedrusulgur



Lehter



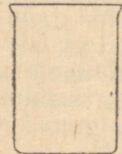
Seisukolb



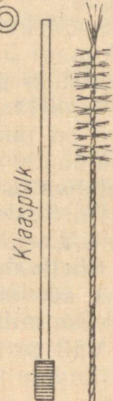
Ümarkolb



Kooniline kolb

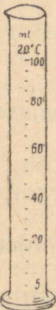


Keeduklaas



Klaaspulk

Hari



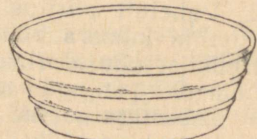
Mõõtskinder



Tiigitangid

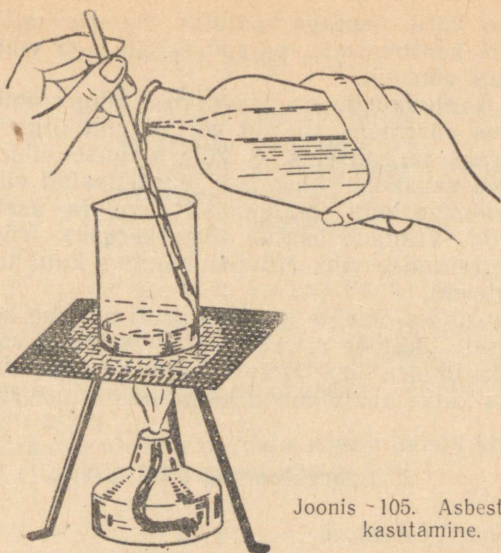


Uhmer koos uhmriinuiga



Kauss

Joonis 104. Laboratooriumi tarbed.



Joonis - 105. Asbestvõrgu kasutamine.

4. Tahkeid aineid soojendage ainult täiesti kuivades nõudes (katseklaasides).

5. Soojendamisel ärge katseklaasi põhjaga puudutage lambi- tahti, sest viimane on niiske ja külm, mille tõttu katseklaas võib kergesti puruneda.

6. Kuumi nõusid jahutage ainult õhu käes või asetage nad selleks asbestiga kaetud võrgule. Külmale metallesemele või külma vette asetatud nõu võib kergesti puruneda, lauale aseta- misel aga rikkuda selle värvkatet.

6. Juhendid kaalumise kohta.

Õigete kaalumistulemuste saamiseks tuleb täita järgmisi juhendeid:

1. Iga kaalumise eel kontrollige koormamata kaalude tasa- kaaluseisu ja vihtide korrasolekut.

2. Ärge asetage kaalukausile kuumi, määrdunud ja niiskeid esemeid.

3. Ärge asetage kaalutavat ainet vahetult kaalukausile, vaid nõu või paberiga.

4. Vihid asetage kaalukausile või võtke sealt maha ainult pintsetiga, mitte kunagi aga sõrmedega, et vältida vihtide määrdumist ja seega ebatäpsete tulemuste saamist.

5. Asetage iga kaalukausilt mahavõetud viht kasti temale ettenähtud pessa, mitte mingil juhul lauale.

6. Ärge jätke kaalukausile vihte ega teisi esemeid.

7. Kaalumise kord. Asetage kaalutav ese ettevaatlikult (põrutusega) vasakule kaalukaasile, parempoolsele aga vihid ja pange tähele kaaluosuti võnkeid.

Oletame, et kaalukaasile on paigutatud 50-grammine viht. Et kaaluosuti hälbis paremale, siis on võetud viht liiga kerge. Asetame sellele lisaks järgmise, s. o. 20-grammise vihi. Selgub, et kaaluosuti hälbib vasakule, tähendab, juurdelisatud viht on raske. Võtame 20-grammise vihi kaalukaasilt ära ja asetame sinna 10-grammise vihi. Viimane osutub liiga kergeks. Nüüd asetame kaalukaasile 5-grammise vihi. Niiviisi toimime kuni tasakaaluseisundi saavutamiseni.

Tasakaaluseisundis olevate kaalude osuti asetseb keset skaalat; või hälbib võrdsete jaotuste arvu võrra paremale ja vasakule.

8. Pärast kaalumise lõpetamist kontrollige, kas kõik kaaluvihid on alles ja katke kaalukaasid kerge puhta paberiga.

2. Laboratoorsed tööd.

Laboratoorne töö nr. 1.

Tutvumine laboratoorseteks töödeks vajalike vahendite ja nende käsitsemisega.

Töövahendid: 1) katseklaas
2) keeduklaas
3) ümarkolb
4) seisukolb
5) kooniline kolb
6) portselankauss
7) lehter
8) uhmer ja uhmrinui
9) statiiv rõnga ja klemmiga
10) piirituslamp
11) tiiglitangid
12) katseklaasihoidja

Töö käik. Tutvuda eespool toodud laboratoorsete tööde üldjuhenditega. Joonistada oma vihikusse kandikul olevad keemianõud ja märkida juurde nende nimetused.

Laboratoorne töö nr. 2.

Keedusoola puhastamine.

Töövahendid: 1) liiva- ja mullalisanditega keedusool
2) kaks keeduklaasi
3) kolb veega
4) klaaspulk segamiseks

- 5) filterpaber
- 6) lehter
- 7) klaaskauss (vedelate jäätmete valamiseks)
- 8) statiiv koos rõngaga
- 9) põleti (piirituslamp) ja tikud
- 10) portselankauss
- 11) puhas paberileht

1. Soola lahustamine.

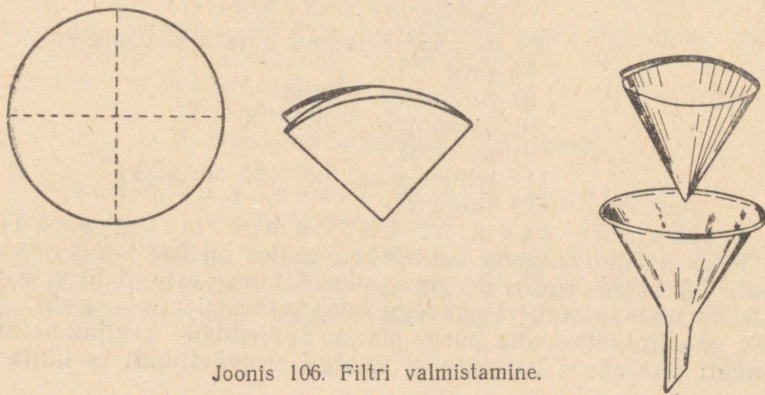
Töö käik. Segada veidi soola, liiva ja mulda ning puistata segu keeduklaasi. Lisada vett ($\frac{1}{3}$ keeduklaasi) ja segada klaaspulgaga. Jätta klaas seisma, et suuremad mulla- ja liivaosakesed põhja sadestuksid.

Mida märkate? Milleks on vaja segule lisada vett? Kuidas saab soolalahuse täielikult lisanditest eraldada?

2. Filtreerimine.

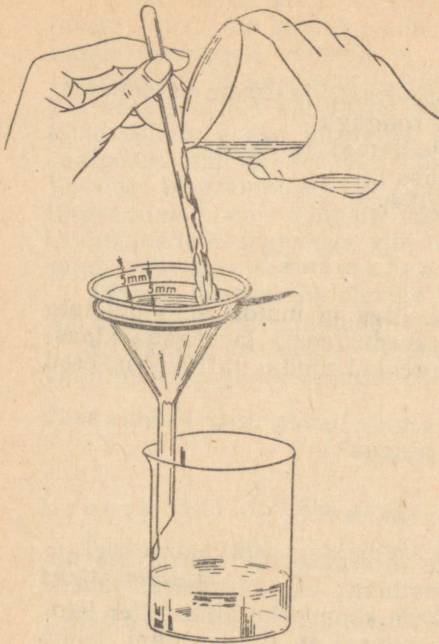
Töö käik. Võtta sõõrikujuline filterpaber ja murda see nii, nagu on näidatud joonisel 106. Eemaldada üks äärmistest paberikihtidest ülejäänud kolmest ja asetada koonusekujuline filter lehterisse (vt. joonist). Niisutada filter veega, et ta paremini lehtri seinale külge liibuks (seda teha kausi kohal). Seejärel asetada lehter koos filtriga statiivi rõngasse nii, et lehtri toru ots puudutaks keeduklaasi seinat, ja valada filtreeritav vedelik (loksutamata) mööda klaaspulka filtrile. Jälgida, et vedeliku tase filtril ei tõuseks filtri servani (joonis 107). Vedeliku pind peab olema filtri servast 1 cm allpool. Filtreerimisel saadud selget vedelikku nimetatakse filtraadiks.

Mida kujutab endast saadud filtraat? Kuidas saab filtraadist eraldada soola? Teha joonis filtreerimise kohta.



Joonis 106. Filtri valmistamine.

3. Aurustamine.



Joonis 107. Filtreerimine.

Laboratoorne töö nr. 3.

Hapniku saamine ja omadused.

- Töövahendid:
- 1) statiiv koos klemmiga
 - 2) katseklaas kaaliumpermanganaadiga
 - 3) kork gaasijuhtetoriga
 - 4) põleti (piirituslamp) ja tikud
 - 5) kaks purki (või katseklaasi) hapniku kogumiseks
 - 6) klaasplaadikesed purkide katmiseks
 - 7) pird
 - 8) pulbriline väävel
 - 9) klaaspulk
 - 10) puusüsi
 - 11) pehme traat (20—25 cm pikk)
 - 12) lubjavesi

1. Hapniku saamine kaaliumpermanganaadist.

Töö käik. Sulgeda katseklaas, milles on kaaliumpermanganaati ($\frac{1}{5}$ katseklaasi), korgiga, mida läbib gaasijuhtetoru. Kinnitada katseklaas statiivi peaaegu horisontaalselt (joonis 46). Asetada gaasijuhtetoru ots purgi põhja. Soojendada kaaliumpermanganaati sisaldavat katseklaasi esialgu ettevaatlikult ja ühtlaselt.

Hiljem soojendada tugevamini. Kui purk on hapnikku täis (hõõgub pird süttib purgi ava kohal), katta ta klaasplaadiga ja täita samal viisil hapnikuga ka teine purk.

1) Millest järeldame, et kaaliumpermanganaadi kuumutamisel toimub keemiline reaktsioon? 2) Miks võib hapnikku koguda lahtisesse purki? 3) Miks tuleb hapnikuga täidetud purk klaasplaadiga sulgeda? 4) Millist tüüpi reaktsioon toimus? 5) Joonistada hapniku saamise seadis ning märkida juurde ainete ja vahendite nimetused.

2. Sõe põletamine hapnikus.

Töö käik. Kinnitada traadi külge tükike puusütt, ajada see põleti leegis hõõguma ja viia hapnikuga täidetud purki. Seejärel katta purk klaasplaadiga. Võrrelda sõe põlemist hapnikus ja õhus.

1) Kirjutada reaktsiooni võrrand. 2) Millisesse ainete klassi kuulub saadud aine?

Valage purki lubjavett ja loksutage. Mida märkate? Millise aine kindlakstegemiseks kasutatakse lubjavett?

3. Väävli põlemine hapnikus.

Töö käik. Kuumutada klaaspulga otsa ja puudutada sellega pulbrilist väävli. Süüdata klaaspulga külge jäänud väävel põleti leegis ja pista klaaspulk põleva väävliga hapnikuga täidetud purki. Purk katta klaasplaadiga.

1) Võrrelda väävli põlemist õhus ja hapnikus. 2) Tutvuda tekkinud gaasi lõhnaga. 3) Kirjutada reaktsiooni võrrand. 4) Mis tüüpi reaktsioon toimus? 5) Millisesse ainete klassi kuulub saadud aine? 6) Teha kokkuvõtte hapniku keemilistest omadustest.

Laboratoorne töö nr. 4.

Vesiniku saamine ja omadused.

Töövahendid: 1) 3—4 tsingitükikest katseklaasis
2) lahjendatud soolhape (1 : 1)
3) põleti (piirituslamp) ja tikud
4) kaks kuiva katseklaasi
5) kork gaasijuhtetoriga (gaasijuhtetoru ots on peeneks tõmmatud)
6) klaasplaat
7) tiiglitangid
8) kaus vedeljäätmete valamiseks

1. Vesiniku saamine ja tema puhtuse kontrollimine.

Töö käik. Valada tsingitükikestele lahjendatud soolhapet ($\frac{1}{4}$ katseklaasi). Sulgeda katseklaas korgiga mida läbib gaasijuhtetoru. Koguda tekkiv vesinik katseklaasi (joonis 56). Mõne

aja pärast viia katseklaas vesinikuga (katseklaasi suuet mitte ülespoole pöörata) põleti leeki. Kui vesinik on puhas, asuda teiste katsete juurde, kui mitte, koguda teda veel ja kontrollida uuesti.

1) Kuidas süttib puhas, kuidas õhuhapnikuga segatud vesinik? 2) Miks tuleb vesinikku koguda suudmega allapoole pööratud katseklaasi? 3) Millest näeme, et soolhappe ja tsingi vahel toimub keemiline reaktsioon? 4) Teha joonised vesiniku saamise ja vesiniku puhtuse kontrollimise kohta. 5) Kirjutada vesiniku saamise reaktsiooni võrrand.

2. Tutvumine vesiniku põlemisega.

Töö käik. Kui on kontrollitud vesiniku puhtust, süüdata vesinik. Selleks lähendada põlev tikk gaasijuhtetorule. Vesiniku leek on peaaegu värvusetu.

Katta vesiniku leek kuiva külma klaassilindriga (joonis 62). Klaasi seinad muutuvad veepiisakeste tõttu tuhniks.

1) Kirjutada vesiniku põlemise reaktsiooni võrrand. 2) Teha joonised vesiniku saamise kohta. 3) Mis on paukgaas?

Valada vesinik ühest katseklaasist teise ja viia see katseklaas (suue allpool) põleti leeki. Mida näitab see katse?

3. Tahke tsinkkloriidi eraldamine.

Töö käik. Valada katseklaasist mõni tilk lahust klaasplaadile ja aurustada.

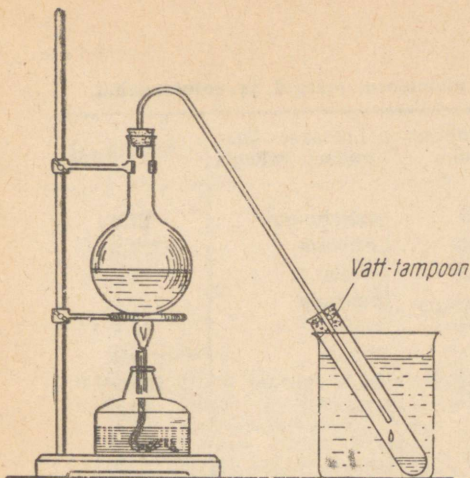
1) Mida märkate? 2) Millist tüüpi reaktsioon toimub soolhappe reageerimisel tsingiga?

Laboratoorne töö nr. 5.

Vee destilleerimine.

Töövahendid: 1) katseklaas
2) korgi ja gaasijuhtetoriga varustatud kolb
3) põleti (piirituslamp) ja tikud
4) statiiv koos klemmiga
5) kolb veega
6) vatt-tampoon
7) kaus vee valamiseks
8) keedusoola ja kaaliumpermanganaadi kristallikesi
9) klaaspulk
10) mensuur
11) purk jahutusveega

Töö käik. Valada kolbi 50 ml vett (mõõta mensuuriga) ja lahustada selles mõned keedusoola kristallikesed. Maitsta ja veenduda, et lahus on soolane. Seejärel lahustada samas vees paar kaaliumpermanganaadi kristallikest. Lahus värvub lillaks. Koostame seadme vastavalt joonisele 108. Soojendame. Juhime kolvist



Joonis 108. Vee destilleerimine.

Laboratoorne töö nr. 6.

Kaheprotsendilise keedusoola lahuse valmistamine.

- Töövahendid: 1) keedusool (NaCl)
 2) kolb veega
 3) mensuur
 4) kaalud ja kaaluvihid
 5) kaks ühesuurust paberilehte (kaalumiseks)

Töö käik. Valmistada 80 g 2%-list keedusoola lahust. Selleks arvutada vajalik keedusoola kogus grammides ja seejärel vee hulk. Nüüd kaaluda vajalik kogus keedusoola (kaalumisel juhinduda kaalumise eeskirjadest).

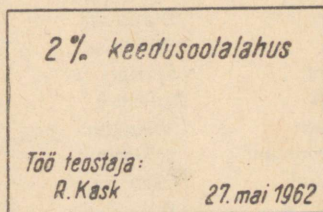
Puistata kaalutud keedusoola kogus kolbi ja mõõta mensuuriga vajalik kogus vett. Lisada vesi ja loksutada ringliigutustega.

Kui sool on lahustunud, sulgeda kolb korkiga ja kinnitada kolvile etikett, millele on märgitud lahuse nimetus ja kontsentratsioon. Märkida ka lahuse valmistamise kuupäev ja valmistaja nimi (joonis 109).

Pesta töövahendid ja asetada oma kohtadele. Arvutuse käik kanda vihikusse.

eralduva veeauru gaasijuhtetoru kaudu katseklaasi, mis on paigutatud külma veega täidetud keeduklaasi (jahuti). Et katseklaas sügavalt vees püsiks, tuleb toru ja katseklaasi suudme vahele asetada vatt-tampoon (mitte sulgeda tihedalt!). Kui on tekkinud vajalikul hulgal destilleeritud vett, jälgida selle värvust ja maitsta puhta klaaspulgaga.

- 1) Mida märkate? 2) Milleks oli vaja jahutada keeduklaasi külma veega? 3) Miks ei tohi katseklaasi sulgeda tihedalt vatt-tampooniga? 4) Teha joonis katse kohta.



Joonis 109. Etiketi näidis.

Tähtsamate keemiliste elementide nimetused, märgid ja aatomkaalud.

Keemiline element	Ladinakeelne nimetus	Keemiline märk	Loetakse keemilises valemis	Aatomkaal
Alumiinium	Aluminium	Al	alumiinium	27,0
Antimon	Stibium	Sb	stibium	121,8
Arseen	Arsenicum	As	arsen	74,9
Baarium	Barium	Ba	baarium	137,4
Boor	Borum	B	boor	10,8
Broom	Bromum	Br	broom	79,9
Elavhõbe	Hydrargyrum	Hg	hüdrargüüm	200,6
Fluor	Fluorum	F	eff	19,0
Fosfor	Phosphorus	P	pee	31
Hapnik	Oxygenium	O	oo	16,0
Hõbe	Argentum	Ag	argentum	107,9
Jood	Iodum	I	jood	126,9
Kaalium	Kalium	K	kaalium	39,1
Kaadmium	Cadmium	Cd	kaadmium	112,4
Kaltsium	Calcium	Ca	kaltsium	40,1
Kloor	Chlorum	Cl	kloor	35,5
Koobalt	Cobaltum	Co	koobalt	58,9
Kroom	Chromium	Cr	kroom	52,0
Kuld	Aurum	Au	aurum	197,0
Lämmastik	Nitrogenium	N	enn	14,0
Magneesium	Magnesium	Mg	magneesium	24,3
Mangaan	Manganum	Mn	mangaan	54,9
Naatrium	Natrium	Na	naatrium	23,0
Nikkel	Niccolum	Ni	nikkel	58,7
Plaatina	Platinum	Pt	plaatina	195,2
Plii	Plumbum	Pb	plumbum	207,2
Raud	Ferrum	Fe	ferrum	55,9
Räni	Silicium	Si	siliitsium	28,1
Seleen	Selenium	Se	seleen	79
Strontsium	Strontium	Sr	strontsium	87,6
Süsinik	Carboneum	C	tsee	12,0
Telluur	Tellurium	Te	telluur	127,6
Tina	Stannum	Sn	stannum	118,7
Tsink	Zincum	Zn	tsink	65,4
Uraan	Uranium	U	uraan	238,1
Vask	Cuprum	Cu	kuprum	63,5
Vesinik	Hydrogenium	H	haa	1,008
Vismut	Bismuthum	Bi	vismut	209,0
Väävel	Sulfur	S	ess	32,1

SISUKORD

Sissejuhatus	3
I peatükk. Ained ja nende muundumised	5
§ 1. Ained ja nende omadused	5
§ 2. Aine molekulaarne ehitus	7
§ 3. Puhtad ained ja segud	15
§ 4. Ainete eraldamine segust	17
§ 5. Ainete muundumised	21
§ 6. Keemiliste reaktsioonide tunnused	24
II peatükk. Ainete ehitus ja koostis	26
§ 1. Keemiliste reaktsioonide põhitüübid	26
§ 2. Lagunemisreaktsioon	26
§ 3. Ühinemisreaktsioon	28
§ 4. Aatomid	31
§ 5. Aatomi kaal ja aatomkaal	33
§ 6. Liht- ja liitained	34
§ 7. Keemilised elemendid	35
§ 8. Metallid ja mittemetallid	36
§ 9. Keemiliste elementide tähistamine	37
§ 10. Keemilised valemid. Molekulkaal	38
§ 11. Aine koostise püsivuse seadus	41
§ 12. Keemilise ühendi protsendilise koostise arvutamine	43
§ 13. Aine massi jäävuse seadus	44
§ 14. Mihhail Vassiljevitš Lomonossov	47
§ 15. Keemilised võrandid	49
III peatükk. Hapnik. Ohk	51
§ 1. Hapniku avastamine	51
§ 2. Hapniku füüsikalised omadused	52
§ 3. Hapniku keemilised omadused	52
§ 4. Hapendumine ehk oksüdeerumine	55
§ 5. Hapniku tähtsus ja kasutamine	56
§ 6. Hapnik looduses	59
§ 7. Hapniku saamine laboratooriumis	60
§ 8. Soojuse vabanemine ja neeldumine keemilistel reaktsioonidel	63
§ 9. Elementide valents	64
§ 10. Ohk	68
IV peatükk. Vesinik	74
§ 1. Vesiniku avastamine	74
§ 2. Vesiniku saamine	74
§ 3. Vesiniku füüsikalised omadused	77
§ 4. Vesiniku keemilised omadused	78
§ 5. Vesiniku kasutamine	82
§ 6. Vesinik looduses	82

V peatükk.	Vesi ja lahused	84
§ 1.	Vee omadused	84
§ 2.	Vee koostis	85
§ 3.	Vesi looduses	88
§ 4.	Loodusliku vee puhastamine	92
§ 5.	Vee destilleerimine	93
§ 6.	Vee kasutamine	95
§ 7.	Lahused	96
§ 8.	Küllastunud ja küllastumata lahused	97
§ 9.	Tahkete ainete lahustuvus vees	99
§ 10.	Gaaside lahustuvus vees	101
§ 11.	Lahuste kontsentratsioonid	103
VI peatükk.	Oksiidid, Alused, Happed, Soolad	106
§ 1.	Ainete klassifikatsioon	106
§ 2.	Oksiidid	106
§ 3.	Näiteid oksiidide kohta	108
§ 4.	Alused ehk hüdroksiidid	120
§ 5.	Happed	127
§ 6.	Hapete reageerimine alustega	137
§ 7.	Soolad	139
Laboratoorsed tööd		144
Lisa : : : : :		154

Карик Херги Александрович, Принкман Карл Янович
и Ратассепп Вяйно Эдуардович

ХИМИЯ ДЛЯ VII КЛАССА

На эстонском языке

Обложка Г. Паньт

Издательство «Валгус»

Таллин, Пярнуское шоссе, 10

Toimetaja I. Pika s

Kunstiline toimetaja H. Keigo

Tehniline toimetaja L. Krikmann

Korrektor E. Bitter

Ladumisele antud 19. VI 1965. Trükkimisele antud 17. VIII 1965. Paber 60×90, 1/16. Trükipoog-
naid 9,75. Arvestuspoognaid 9,52. Trükiarv 10 000. Tellimise nr. 5112. Hans Heidemanni nim.
trükkikoda. Tartu, Ulikooli 17/19. I.

Hind 17 kop.

17 kop.

A-27230

TÜ RAAMATUKOGU



1 0300 00427555 0